

Introducción a la química

Hazel Rossotti

Biblioteca
Científica
Salvat

Introducción a la química

Hazel Rossotti

SALVAT

Versión española de la obra
Introducing Chemistry, de Hazel Rossotti

Traducción: Claudi Mans
Diseño de cubierta: Ferran Cartes / Montse Plass

Escaneado: thedoctorwho1967.blogspot.com
Edición digital: Sargont (2018)

ISBN: 84-345-8880-3 (Obra completa)
ISBN: 84-345-8915-X (Volumen 35)
Depósito Legal: B-5098-1994
Publicada por Salvat Editores, S.A., Barcelona
Impresa por Printer, i.g.s.a.. Marzo 1994
Printed in Spain

INDICE

PREFACIO

Muchas somos las personas que lamentamos no haber podido estudiar en la escuela una asignatura determinada, o haberla abandonado demasiado a la ligera. En los momentos de mayor decisión tal vez demos vueltas a la idea de estudiarla particularmente. Nuestra decisión puede deberse a necesidad profesional, a vergüenza de nuestra ignorancia, o a mero interés.

Este libro se escribió para aquellas personas que tienen tales inquietudes respecto a la química. No ha sido pensado como un libro de texto, sino como una guía para el viajero inexperto. Una guía del viajero no debería, desde luego, omitir ninguna de las regiones principales del país que pretende describir. Pero una vez cumplida esta obligación, el autor es libre de destacar aquellas regiones o detalles que más deban interesar al turista novel. Si la guía cumple su misión, el viajero disfrutará tanto y adquirirá tantos conocimientos que estará firmemente decidido a volver pronto a aquellos lugares, equipado con libros de consulta más detallados, y sin duda más voluminosos.

Una buena guía, a menudo, puede ser leída gustosamente por los que ya han visitado los lugares que describe. Puede servir para destacar alguna particularidad de la región, o para arrojar luz sobre detalles olvidados. Tal vez una guía a la química pueda prestar semejante servicio a los que ya tienen algún conocimiento de la materia.

Esta guía empieza con un esbozo del tipo de conocimientos que constituyen la química y de su desarrollo a partir de la tecnología prehistórica, pasando por la alquimia, hasta la ciencia bastante exacta de hoy. A continuación, el libro se divide en cuatro partes. Hay grandes áreas de la química que el lector conocerá por su experiencia cotidiana: éstas se repasan en la primera parte.

El resto pretende relacionar el comportamiento de distintas (y muchas veces familiares) sustancias con las ideas actuales sobre la química. En la segunda parte se describen los componentes básicos de la materia, así como las distintas maneras en las que éstos se combinan. La enorme variedad de sustancias que se puede conseguir dentro de este marco viene indicada por los distintos grupos que se tratan en la tercera parte. Es comprensible que los ejemplos ofrecidos se hayan elegido por motivos de preferencia personal. La riqueza del comportamiento químico se subraya más en la cuarta parte, que trata de las maneras en que los distintos tipos de energía pueden interaccionar con la materia.

Hemos reducido al máximo los términos científicos, dado que si las ideas que implican pueden expresarse en lenguaje corriente, aquellos términos dejan de ser esenciales. Hemos hecho un uso parco de las fórmulas químicas, y más aún de las matemáticas. Puesto que las notas pueden resultar desalentadoras, esperamos que su omisión ayude a hacer que este libro sea aceptable para quienes no hayan tenido ninguna formación en química.

Este libro ha sido mejorado en gran parte gracias a las sugerencias de Annie Barnes, Anna Furth, Ian Rossotti, Brian Smith, Gerald Leach, Olive Stevenson, David Woodruff y Hilary Hide (quien además trabajó arduamente para hacer de un manuscrito desordenado un manuscrito bien estructurado). La autora agradece a todos ellos su colaboración.

HAZEL ROSSOTTI

St Anne’s College, Oxford

EL ARTE Y LA PRÁCTICA DEL QUÍMICO

El término *química* procede del griego *chymeía* a través del árabe *al-kïmiyä* y designaba en su origen el conjunto de especulaciones y experiencias, generalmente de carácter esotérico, relativas a las transmutaciones de la materia. Tuvo como fines principales la búsqueda de la piedra filosofal y de la panacea universal. La primera química (alquimia) tuvo una connotación peyorativa de brujería. El paso de alquimia (alquimista) a química (químico) tuvo lugar en el siglo XVI, al reconocerse como tal el artículo determinado árabe *al-* y dejar de utilizarse. El cambio, sin embargo, no pasó sin comentarios; así, éste de 1612:

> Alquimista
> es demasiado;
> le podrías llamar químico,
> y yo pensaría que fuera verdad,
> y eliminar *al*.

La raíz *quim* se refiere probablemente a Khmi, el «país de tierra negra» alrededor del delta del Nilo, donde la tecnología del vidrio y del metal estaba muy desarrollada; o tal vez tenga su origen en la raíz griega, χυμ, de la que se forman palabras como *savia*, *infusión* y *verter*. La posible relación entre *química*, *savia e infusión* ha sido interpretada como indicativa del origen farmacéutico más que metalúrgico de la química. No obstante, también se ha sostenido que la relación entre la *química* y el *verter* se refiere a la fundición de metales (si bien no hay motivos para creer que los griegos antiguos no vertieran también infusiones de un recipiente a otro).

La práctica de la alquimia se extendió desde Alejandría por todo el mundo árabe, donde «la búsqueda más afanosa... era la transmutación de metales, y el elixir de la salud inmor-

tal» (Gibbon). Ambos objetivos eran perseguidos al mismo tiempo. La meta principal era la piedra filosofal que convertiría los metales “base”, fácilmente “corrompidos” por la herrumbre y el moho, en otros “más nobles”, que retienen su brillo y, por tanto, su valor comercial. Existía la creencia general de que una sustancia capaz de transmutar metales inferiores en oro o plata debería contener una esencia ennoblecedora, que transfigurara todo lo que tocara. Al cuerpo humano le sería otorgada la salud eterna, y al alma la perfección espiritual. Así, la meta final del alquimista, la piedra filosofal y el elixir de la vida, la riqueza y la inmortalidad, se fueron entretejiendo. Muchos escritos sobre la alquimia reflejaban el misticismo de las religiones de Oriente Medio y, posteriormente, de Extremo Oriente. Pero a pesar de sus intentos de alcanzar la perfección, la alquimia, junto con el cristianismo, fue prohibida por un decreto de Diocleciano en el siglo II.

La alquimia, no obstante, siguió prosperando a lo largo de los quince siglos siguientes, aproximadamente. Nos resulta difícil calcular hasta qué punto fuera justificada su mala fama.

Sin duda, muchos alquimistas no eran otra cosa que simples estafadores que abusaban de la credulidad humana. El bribón canónigo del *Cuento del sirviente del canónigo*, de Chaucer, dos veces colocó un lingote de plata en una demostración alquímica, para convencer a un espectador crédulo para que gastara nada menos que cuarenta libras en una muestra del polvo, que presuntamente producía la transmutación. En el *Alquimista*, de Ben Jon- son, un observador escéptico dice al protagonista:

> Yo creeré
> que la alquimia es un juego bonito,
> algo parecido a los trucos de naipes, para timar a uno
> con simpatía... ¿qué otra cosa son todos vuestros términos,
> sobre los que ninguno de vuestros escritores
> está de acuerdo con otro?

Sin embargo, existen abundantes pruebas[1] de que muchos alquimistas eran investigadores profesionales que creían sinceramente estar bien encaminados hacia el descubrimiento del elixir o de la piedra. Sus técnicas, desarrolladas cuidadosamente durante siglos, constituyen la base de la química moderna. Los beneficios que muchos de ellos obtenían como boticarios mediante la venta de brebajes y polvos eran reinvertidos inmediatamente en aparatos y materiales alquímicos. Los alquimistas autónomos, al contrario de los que gozaban del patrocinio de reyes y aristócratas, eran descritos habitualmente como pobres. Algunos creían que únicamente personas de una virtud moral ejemplar podían dedicarse con éxito a su oficio, concebido como la búsqueda de la perfección. Parece probable que la reputación de los alquimistas fuera valorada de una manera injusta debido al comportamiento ignominioso de una minoría. No era fácil que la víctima de un fraude alquímico, indignada por haber caído en la trampa de desembolsar una suma de dinero, distinguiera entre meros charlatanes y verdaderos alquimistas. Y puesto que el vicio se presta a la teatralidad más que la virtud, no es de extrañar que los poetas y dramaturgos hayan extraído sus argumentos de los aspectos menos dignos de la alquimia.

Los escritos sobre alquimia, que no aportaban nada que mejorara la interpretación que de ella se hacía, estaban compuestos de alegorías místicas, símbolos secretos ideados para impedir su utilización por los no iniciados, y términos técnicos desconocidos por el profano. Podemos solidarizamos con la queja de Chaucer:

> Los filósofos hablan tan nebulosamente
> en este oficio, que uno no puede obtener de él
> la inteligencia que de ello tiene el hombre hoy en día.

Los tratados de alquimia, en su mayoría, no sólo eran incomprensibles, sino que, al menos en la época de Ben Jonson, se reconoció que incluso los expertos no coincidían en

---

[1] Véase E J. Holmyard. *Alchemy*, Penguin Books, 1957

sus opiniones. El alquimista debía de sentir una auténtica afición por la verdad o el dinero para proseguir con su búsqueda, haciendo frente al aislamiento de una comunidad que entendía muy poco su trabajo y que temía sus presuntos poderes ocultos, a la vez que le envidiaba su riqueza en potencia.

Durante el Renacimiento se puso de moda buscar la verdad mediante la razón, y disminuyó en consecuencia el número de alquimistas charlatanes. El objeto de atención de la alquimia pasarían a ser temas tales como las propiedades de los gases, temas que, al menos a nosotros, nos parecen mucho menos ocultos que los anteriores objetos de investigación. El término *químico* empezó a perder sus connotaciones peyorativas y despectivas hasta llegar más o menos al mismo significado que tiene hoy.

¿A qué tipos de cuestiones se dedicaban los químicos de los siglos XVII y XVIII? Cualquier especialista en química orgánica que haya trabajado sobre productos naturales reconocerá seguramente el

> extraño polvo hermético
> por químico hábil, con grandes esfuerzos.
> extraído de un palo podrido

en 1663. Los intentos de definir la química se remontan al siglo XVIII. Según el diccionario del doctor Johnson, de 1755, la química es el arte mediante el cual los cuerpos perceptibles contenidos en recipientes... son cambiados, con auxilio de determinados instrumentos, y principalmente el fuego, a fin de descubrir sus distintos poderes y virtudes, con miras a la filosofía o la medicina.

En 1794 Sullivan afirma que:

> La finalidad de la química era descubrir e informarse sobre la naturaleza de los cuerpos y sobre la acción de unos sobre otros

El *Oxford New English Dictionary*, de 1893, aunque algo más extensamente, es poco lo que tiene que añadir; su definición de la química es la siguiente:

Rama de la ciencia e investigación física que se ocupa de las distintas sustancias elementales, o formas de la materia, de las que todos los cuerpos se componen, y de las leyes que regulan la combinación de dichos elementos en la formación de cuerpos compuestos, así como de los distintos fenómenos que acompañan a su exposición de diversas condiciones físicas.

En el *Penguin Dictionary of Science* (cuarta edición, 1971), la química se describe más sucintamente como:

el estudio de la composición de las sustancias y del efecto de unas sobre otras.

Así, según el diccionario, la química es el estudio de la materia, principalmente mediante la observación del comportamiento de distintas sustancias bajo condiciones de laboratorio. El objetivo principal del estudio es la satisfacción intelectual, si bien el doctor Johnson admite también el de su aplicación farmacéutica.

La química actual se encuentra en algún punto entre la alquimia y el estudio intelectual descrito por los primeros lexicógrafos. Las balanzas y muchos de los aparatos de vidrio empleados en un laboratorio moderno son descendientes directos de los utilizados por los alquimistas. Pero los sofisticados equipos eléctricos han permitido «observan» sustancias que Johnson no hubiera podido clasificar como «cuerpos perceptibles». Las «observaciones» que realiza el químico de hoy son más cuantitativas que las de los alquimistas, apareciendo a menudo en forma de trazados de registrador gráfico o de listados de ordenador.

La literatura química es todavía tan incomprensible para el profano como en las oscuras edades de la alquimia y, al contrario de los escritos de los investigadores del siglo XVIII, se esfuerza poco en comunicar con el lector no especialista. Además, su volumen está aumentando con gran rapidez: la producción de artículos sobre investigaciones se duplica cada quince años. A primera vista, muchos libros de texto sobre química parecen no distinguirse de un tratado sobre matemáticas avanzadas, o dedicar más espacio a fór-

mulas químicas que al texto. Incluso los que contienen pocos símbolos matemáticos o químicos pueden resultar difíciles para el lector no iniciado. Como ejemplo de tales problemas, he aquí varios párrafos, seleccionados casi al azar, de libros de texto sobre distintas ramas de la química:

Suponemos que la formación de un nitruro es controlada por la estabilidad termodinámica respecto de los elementos en sus estados normales, luego sobre el modelo iónico implicado por la ecuación de Kapustinskii más sencilla, la gradación extrema en la estabilidad de los nitruros se debe a la alta carga y al pequeño tamaño del anión: comparada con un compuesto de un anión con carga única y de igual tamaño, la energía reticular del nitruro disminuye seis veces más rápidamente, mientras que los descensos escalonados en los términos de la entalpia de ionización y sublimación son únicamente tres veces mayores.

Que los *diarilos* y *haloarilos* de paladio son todos *trans* es comprensible, dada la conjugación anillo-a-anillo que puede tener lugar a través del orbital d_{xy} o d_{yz} de paladio. La falta de obtención de diarilos *cis* es bastante sorprendente, pero podría deberse a la separación de energía relativamente baja entre el isómero *cis* y el estado de transición que conduce a la formación de bifenol (o biarilo).

Si realmente hubiera ciertos estados de entre los posibles que fueran preferibles, deberían poder distinguirse por alguna propiedad del estado que indicara su nivel de superioridad. Sin embargo, las únicas propiedades externas que se reconocen en la construcción de las funciones de onda para la agrupación son la energía total, el volumen, la forma y la constitución de la agrupación. Aunque dichas propiedades afectan considerablemente a las formas de las funciones de onda, de aquélla no puede extraerse ninguna otra propiedad *independiente*. Por tanto, no hay motivo para preferir alguno de los estados cuánticos o grupo de estados cuánticos.

Además, igual que en la época de Ben Jonson, los expertos no siempre están de acuerdo.

Las explicaciones de la “naturaleza de los cuerpos” proporcionadas por el químico moderno, si bien parecen ser puramente técnicas, rayan en lo oculto más de lo que él quisiera reconocer. De hecho, ya no describiría un producto

cristalino como "hermético", ni reconocería influencias más mágicas que un "duendecillo" o una "racha de suerte". Pero el licenciado en química ¿tiene de la entropía, de un electrón o de una función propia una imagen más clara que la que del elixir tenían sus precursores alquimistas?

Por frugal que sea su vida, hoy día pocos químicos podrían ser autosuficientes económicamente. Además de las necesidades personales, el coste de materiales y equipos sería prohibitivo. Más bien, el químico tiene que buscar algún tipo de subvención: de la industria, del Estado o de las universidades (las cuales, a su vez, son financiadas por el Estado y la industria). Naturalmente, el que paga, manda, o por lo menos señala el rumbo. Pero algunos patrones son más específicos que otros. En las universidades, a los químicos normalmente se les pide que "emprendan investigaciones", suponiéndose tácitamente que por lo menos producirán una serie de artículos que pasarán a engrosar el volumen, en rápido crecimiento, de la literatura química. En un centro de investigación gubernamental, el químico puede ser contratado para un proyecto específico, como por ejemplo «la investigación de los posibles efectos carcinógenos de la nicotina y sus derivados», pero a menudo podrá seguir libremente sus propias ideas dentro del marco estipulado. Algunos químicos industriales se encuentran más sujetos. Se les podría exigir que sinteticen un plástico más barato, menos maloliente, más transparente, fácil de teñir y apto para la fabricación por moldeado de mangos de cepillos para el cabello, y que informen sobre sus progresos al comité directivo. Otros que trabajan en la industria tienen tanta libertad como sus colegas que trabajan en las universidades. Aunque las recompensas económicas de la química industrial puedan ser importantes, muchos químicos modernos tienen gran interés en "los poderes y las virtudes de los cuerpos perceptibles", y con frecuencia están dispuestos a hacer considerables sacrificios económicos simplemente para aprovechar la oportunidad de "descubrir e informarse". Muchos de los químicos llamados de "investigación pura" trabajan en laboratorios universitarios, a menudo en grupos de menos de doce personas. Al contrario

que la mayoría de sus compañeros que trabajan en la industria o en centros de investigación gubernamentales, los miembros más jóvenes de los grupos de investigación universitarios están, con frecuencia, preparando una tesis, por lo que trabajan principalmente como particulares más que como miembros de un equipo. La estructura social es algo parecida a la de una escuela de pintura del Renacimiento.

El grupo está encabezado por un experto que habitualmente se ocupa tanto de la enseñanza y la administración como de la supervisión de su grupo. Sus actividades de investigador comprenden el mantenerse al corriente de los trabajos publicados en su campo, buscar la subvención del gobierno y de la industria, planificar la investigación, pedir aparatos de proveedores comerciales y de los talleres de vidrio, mecánicos y electrónicos del departamento, redactar los resultados de su trabajo para su publicación en forma de artículos o libros, y tratar los problemas cotidianos de su grupo. Sólo si tiene buena suerte, o gran determinación, tendrá tiempo para hacer él mismo algún trabajo experimental. Su elección de un tema de investigación viene dictada principalmente por lo que él considera interesante: es poco probable que se le ocurran buenas ideas a una persona que no haya profundizado en el problema. Entre los factores secundarios se cuentan las posibilidades de obtener resultados interesantes con los aparatos, materiales, recursos intelectuales y manuales y tiempo disponibles. No sólo es inútil, sino también perjudicial, asignar a un investigador novel un problema que le resulta demasiado difícil y que tenga pocas probabilidades de proporcionar datos interesantes.

Los miembros más jóvenes del grupo podrían ser estudiantes que preparan un breve proyecto de investigación, licenciados que preparan la tesis doctoral, o investigadores ya doctorados. Un nuevo miembro del grupo, en primer lugar, tendrá que dominar el estado actual de los conocimientos sobre el tema que haya elegido, así como las técnicas necesarias para obtener estos conocimientos. Dichas técnicas podrían incluir las de la electrónica o del soplado de vidrio, o la de conseguir el crecimiento de cristales a partir de disolucio-

nes poco prometedoras; las técnicas de manipulación de sustancias inestables o altamente radiactivas, tal vez en cantidades muy pequeñas; los métodos de estudio de procesos químicos a temperaturas y presiones extremas; el empleo de instrumentos de medición sensibles y a menudo caprichosos; un lenguaje de ordenador para elaborar programas; un lenguaje matemático sofisticado en el que poder interpretar sus resultados, y el lenguaje sólo ligeramente menos esotérico empleado por los autores de artículos publicados en revistas especializadas. Pocos son los principiantes capaces de aspirar a desarrollar nuevas técnicas o inventar nuevas hipótesis en tanto no hayan dominado las establecidas. A medida que va adquiriendo experiencia, el joven investigador desarrolla un inmenso almacén de conocimientos, inestimables para su supervisor y los miembros más recientes del grupo. Va que la mayoría de los laboratorios universitarios permanecen abiertos durante toda la noche, no es de extrañar que parte de este complejo proceso de aprendizaje y asimilación tenga lugar mientras otros investigadores holgazanean al lado del radiador, tomando café o haciendo crucigramas. Y en tales momentos surgen algunas de las mejores ideas.

Hoy día los químicos apenas pueden afirmar que los experimentos sólo puedan llevarse a cabo con éxito por aquellas personas que hayan alcanzado una virtud moral ejemplar: tal afirmación sería difícil de sostener debido a la inmensa producción de informes sobre trabajos presuntamente bien logrados. Por otra parte, entre los químicos existen pocos charlatanes del tipo que dio a la alquimia su fama de fraudulenta. Podría parecer que el químico está menos expuesto a los juicios negativos que sus precursores alquimistas. Pero la investigación química, al igual que otras actividades, está repleta de oportunidades entre las que elegir, muchas de las cuales podrían considerarse esencialmente como objetos de decisiones de índole moral.

Cualquiera que sea la finalidad última de su trabajo, el objetivo inmediato del químico experimental es formular preguntas apropiadas a los cuerpos perceptibles que está estudiando, y *permitirles que ellos mismos den la respuesta.*

La tarea del químico es observar e informar sobre las respuestas con una distorsión mínima; sólo así podrá tratar de interpretarlas. Falsificar los resultados es, desde luego, inexcusablemente fraudulento. Pero el químico debe tratar de evitar lapsos menores de su objetividad, como por ejemplo la selección de sólo aquellos resultados que apoyen una intuición o que se ajusten a un modelo atractivo.

Puesto que los químicos rara vez trabajan aisladamente, tienen obligaciones para con sus colegas además de con su materia. En cualquier equipo de investigación se desarrollará un conjunto equilibrado de costumbres relativas a prestar y compartir aparatos y materiales, costumbres que deberían ser respetadas a fin de que el grupo trabaje por lo menos en armonía. Pero las ideas se guardan más celosamente que los simples materiales, y dejar de compartir el mérito de una idea prestada por otro puede provocar resentimiento. El químico sabio es escrupuloso en reconocer la ayuda recibida de otros: no obstante, no siempre le resulta fácil indagar en sus propias ideas, que frecuentemente ha ido retocando durante años, hasta encontrar un comentario fortuito hecho por un colega.

Además de las decisiones de cada día, el químico se enfrenta con otras menos frecuentes pero más difíciles. ¿Sobre qué tipo de problemas debe trabajar, y para quién? Muchos químicos están dispuestos a utilizar sus conocimientos para producir objetos no esenciales que se venden a precios muy superiores al coste de producción, de lo cual depende la prosperidad del país. Tal vez la mayor decisión a que se enfrenta el químico es la de si debería trabajar en lo que eufemísticamente se llama “defensa”. Algunos científicos creen sinceramente que la producción de armas cada vez más horrendas es la manera más segura de fomentar la paz, y que por tanto están obligados moralmente a participar en tal trabajo. Otros consideran que va en contra de su código moral participar en proyectos militares, y que su deber es divulgar los efectos de las nuevas armas para impedir su utilización. Se sostiene que, durante la Segunda Guerra Mundial, los científicos de los Estados Unidos trabajaron sobre la bomba atómica con mucho más entusiasmo que los de Alemania.

Dado que en lo concerniente a conocimientos técnicos o a la conciencia de la responsabilidad moral probablemente había poca diferencia entre ambos grupos, el mayor éxito de los científicos norteamericanos podría atribuirse a su mayor solidaridad con los objetivos del gobierno para el que trabajaban.

Algunos científicos no se preocupan de las posibles aplicaciones de sus resultados. Su meta es adquirir nuevos conocimientos o, sencillamente, ganarse la vida. Este grupo se ahorra las inquietudes de los que optan por la investigación "pura" en vez de la investigación militar, para luego preguntarse a qué finalidad serán aplicados sus hallazgos posteriormente.

En el sentir popular, la química sigue conservando algo de su anterior mala fama. El propio término "químico" se emplea a menudo en frases publicitarias en el sentido de "cultivado sin fertilizantes químicos" y "no contiene productos químicos". "Sintético", en vez de significar simplemente "fabricado por el hombre", con demasiada frecuencia tiene el matiz de "fraudulento". Como disciplina académica, la química es bastante reciente: la primera cátedra británica de Química se creó en 1702 en Cambridge, universidad que llevaba más de 400 años prosperando sin reconocer formalmente la asignatura. Más que la mayoría de las actividades académicas de la época, la química se ocupaba de la experimentación más que de las ideas. En una cultura que aún debe mucho a la civilización griega, que despreciaba el trabajo manual, no es de extrañar que los químicos no fueran muy respetados por algunos de sus colegas con formación clásica. En la Escandinavia actual, que no fue alcanzada por la acción colonizadora de Roma, los valores están invertidos: son quienes se dedican a los estudios literarios en vez de a las ciencias experimentales los que creen que sus disciplinas no están bien consideradas. La respetabilidad relativa de las distintas disciplinas académicas, sin embargo, interesa poco al hombre de la calle, quien tiene al químico como una suerte de brujo dotado de un inmenso poder para el bien o el mal. A un niño que manifiesta interés por la química, muchas veces

se le pregunta: «¿Qué harás cuando seas mayor, inventarás un medicamento milagroso o nos harás volar a todos?» A muchas personas el químico les parece como el aprendiz de mago, capaz de iniciar cambios drásticos que luego es totalmente incapaz de controlar, ni mucho menos de detener. No es de extrañar que al químico se le dé el papel de chivo expiatorio, al que se culpa de las malas aplicaciones de sus descubrimientos por parte de la sociedad y totalmente responsable ante ella de los sufrimientos de las víctimas de la talidomida y de los horrores de la guerra nuclear. Parte de la culpa corresponde, ciertamente, a los químicos. Son muy pocos los que están profundamente comprometidos en asegurar que la sociedad haga un uso correcto de su trabajo; y muchos de los que sí se preocupan tienen habilidad política para hacer que sus opiniones sean escuchadas. Si ha de actuar como su propio agente de relaciones públicas, el químico debería aprender a expresarse con más claridad.

¿Corresponde al químico interesarse igualmente por todas las clases de sustancias? Una vez más podemos guiamos por el doctor Johnson, que especifica «cuerpos perceptibles contenidos en *recipientes*», limitando así la química al contexto del laboratorio. El estudio de la materia como parte de la corteza terrestre, de un organismo vivo, o de una estructura artificial, corresponde respectivamente al geólogo, al biólogo o al ingeniero. Pero las rocas, los animales, los edificios y vehículos no se pueden comprender sin un conocimiento pormenorizado del tipo de materia de que se componen. Por tanto, partes de estos sistemas llegaron a penetrar en los laboratorios, desarrollándose los estudios interdisciplinarios de la geoquímica, la bioquímica y la ciencia de los materiales.

Los químicos, sin embargo, no tienen monopolio alguno sobre el estudio de cosas materiales en condiciones de laboratorio. Los físicos afirmarían que su actividad propia es el estudio no sólo de la materia, sino también de la energía. ¿Qué lugar, pues, podrá ocupar la química? El *Oxford English Dictionary* define la física así:

Ciencia o ciencias que tratan de las propiedades de la materia y de la energía, o de la acción sobre la materia de distintas formas de energía en general (quedando excluida la química, que trata específicamente de las distintas formas de la materia...).

Esta definición sigue en gran parte a Watson (1900), quien añade:

La línea de demarcación que separa la física y la química nunca ha sido muy clara, y en los últimos años casi ha desaparecido.

Los químicos y físicos modernos podrían sentirse tentados a ponerse de acuerdo con Watson. Al cabo de medio siglo, sin embargo, algunos físicos que estudiaban la espectroscopia de los núcleos atómicos observaron que, bajo condiciones externas idénticas, el comportamiento del mismo tipo de átomos variaba ligeramente según la sustancia en que estaban presentes. La materia se estaba comportando de una manera enojosamente particular. En consecuencia, los físicos llamaron al efecto "desplazamiento químico", dando un ejemplo más del empleo despectivo del término "químico".

Corresponde, en efecto, al químico interesarse especialmente en las distintas formas de comportamiento de la materia. Pero no podrá apreciar la desconcertante variedad si no posee una sólida comprensión del comportamiento de la materia en general. Los temas principales de este libro, por tanto, son los modelos generales del comportamiento de la materia bajo distintas condiciones de laboratorio. Superpuestas sobre estos temas hay variaciones, ahora grandes, ahora diminutas, que combinan para deleitar los sentidos y poner a prueba la mente, con la infinita variedad del mundo material.

PARTE I

SUSTANCIAS FAMILIARES

I. LA EVIDENCIA DE LOS SENTIDOS

¿Cuántas cosas podemos llegar a conocer simplemente observándolas a simple vista acerca de lo que el doctor Johnson denominaba «objetos sensibles»? ¿Y qué nos comunican de interés nuestros otros sentidos respecto de los distintos tipos de materia que nos rodean? En este capítulo consideraremos e intentaremos clasificar los tipos de información que nuestros sentidos, sin otra ayuda, son capaces de ofrecemos respecto de las sustancias que nos son familiares en nuestra vida cotidiana. En principio, partamos de la base de no perturbar estas sustancias en forma alguna; simplemente vamos a observarlas.

OBSERVACIÓN DE LA MATERIA

Podemos decir mucho con respecto a una sustancia tan sólo observándola. En primer lugar, ¿es visible o no? Si no lo es, ¿podría ser visible si la muestra de esta sustancia fuera mayor, o tal vez es invisible por su propia naturaleza? No podemos ver el aire a no ser que esté muy contaminado por el humo, polvo o niebla. El aire de la ciudad contiene frecuentemente pequeñas partículas de polvo y hollín que son demasiado pequeñas para ser vistas a simple vista. Las partículas mayores sí se perciben fácilmente, y, si el aire contiene muchas, éste se verá sucio. Pero el aire limpio por completo de partículas sólidas y de gotitas de agua es invisible.

¿Por qué hay tipos de materia visibles y otros que no lo son? Suponiendo que estamos conscientes, con los ojos abiertos y que tenemos una vista normal, nuestro cerebro recibe un mensaje desde el nervio óptico cuando llega luz a uno de nuestros ojos, o a ambos a la vez. Si la luz que procede de un objeto es distinta, en alguna forma, de la que reciben los ojos procedente del entorno, el cerebro nota la diferencia, de modo que entonces decimos que estamos viendo el objeto.

Algunas cosas, como las bombillas eléctricas, velas encendidas, relojes luminosos, o insectos como las luciérnagas, son visibles porque emanan luz propia. No obstante, la mayor parte de los restantes objetos son visibles sólo cuando reciben luz procedente de alguna fuente externa y si, al mismo tiempo, de una forma u otra, alteran dicha luz. Algunas sustancias, como el aire, son invisibles porque, aunque reciban mucha luz, no cambian en forma apreciable la luz visible.

Para comprender por qué algunas sustancias emiten luz y otras la modifican, debemos, ante todo, considerar la naturaleza de la luz. La luz es una forma de energía, y se desprende de sustancias que tienen más energía de la que pueden almacenar. Si, por ejemplo, suministramos mucha energía calorífica a una barra de hierro, el metal desprende parte de esta energía en forma de luz y se pone al rojo vivo. Si aún proporcionamos más energía al hierro, éste se toma más refulgente y llega al rojo blanco.

En nuestro sistema solar, el objeto que contiene mayor cantidad de energía sobrante es el Sol. La luz solar hace visibles la mayor parte de las cosas que nuestros ojos, por lo general, perciben.

Podemos imaginar la luz como una serie de ondas de energía que viajan a través del espacio vacío, así como algunos tipos de materia, de forma muy parecida a las olas qué cruzan un estanque. La distancia entre una onda (o la cresta de la ola) y la próxima puede variar, como es factible que varíe la altura de la cresta. Ahora bien, la velocidad a que viaja la luz depende sólo del material a través del cual penetra. Así, en el espacio vacío, llega a ser, aproximadamente, de 300 millones de metros por segundo, es decir 300.000 kilómetros por segundo.

El Sol emite gran variedad de ondas de energía, pero sólo las que tienen una distancia, entre una cresta y otra (o “longitud de onda”), entre 0,7 y 0,4 millonésimas de metro son detectadas por el ojo humano. Tales ondas constituyen la denominada “luz visible”. La energía de las distintas longitudes de onda afecta al ojo de distintas formas: la luz visible de

las longitudes de onda más cortas (y de mayor energía) aparece de color violeta, y la de las longitudes de onda más largas (de menor energía) de color rojo. Por su parte, "la luz blanca" consiste en ondas luminosas de varias longitudes de onda mezcladas en la misma proporción que en la luz solar.

Hasta hace poco más de un siglo, todas las fuentes artificiales de luz procedían de un modo u otro del fuego: una lámpara de aceite, una vela encendida, etc. Cuando se quema aceite o cera en el aire, los productos contienen mucha menos energía que la que contenían las materias iniciales. El exceso de energía se desprende, entonces, en forma de calor y de luz. La luz artificial de nuestros días se produce frecuentemente enviando energía eléctrica a un delgado filamento de metal, o a través de un tubo que contiene gas. El exceso de energía del filamento de metal se desprende en forma de luz y de calor, y la energía sobrante del tubo lleno de gas lo hace sobre todo en forma de luz. (Las bombillas eléctricas se calientan mucho durante su uso, más que los tubos fluorescentes.)

La luz se (desprende de su fuente de origen en todas direcciones, de forma parecida a las olas circulares que atraviesan un estanque desde el punto en el que hemos lanzado una piedra. Si la fuente de luz se halla oculta por una pantalla opaca, con un pequeño agujero en ella, un fino rayo de luz emergerá del agujero. Dicho rayo viajará en línea recta, en el supuesto de que el medio a través del cual circula no cambie.

Si el rayo de luz llega a un medio distinto, son tres las cosas que pueden ocurrir: la luz atraviesa el nuevo material; es absorbida por el material que se trate, o rebota en la superficie (véase la figura 1). La apariencia de una sustancia, y el hecho de que sea visible, dependen de la proporción en que se den cada uno de los tres mencionados procesos.

Supongamos que nuestra única fuente de luz es una bombilla eléctrica, y que colocamos un objeto sólido entre ésta y el observador. Los materiales opacos, como la madera y el metal, no transmiten la luz, de modo que no es posible percibir a su través la que irradia la bombilla. Si al menos una parte de la luz que llega al material lo atraviesa, el objeto es

transparente o translúcido. Un punto marcado en el vidrio de la bombilla se observa claramente a través de un material transparente (como un vidrio plano o el celofán), porque la luz es capaz de atravesar tales sustancias en línea recta. Pero a la luz no le es posible atravesar en línea recta las sustancias translúcidas, como el pergamino o el vidrio mate. La luminosidad de una bombilla se ve a través de los citados materiales, pero el contorno del punto, aun siendo visible, resulta indeterminado.

Los materiales transparentes que transmiten casi toda la luz que reciben, independientemente de su longitud de onda, aparecen como incoloros, pero si las sustancias transmiten algunas longitudes de onda, pero absorben otras, se ven coloreadas. Un trozo de vidrio estañado puede, por ejemplo, absorber todas las luces verdes y azules que reciba. Sólo la luz restante, de color rojo, se transmite hasta la vista, y el cristal se ve rojo.

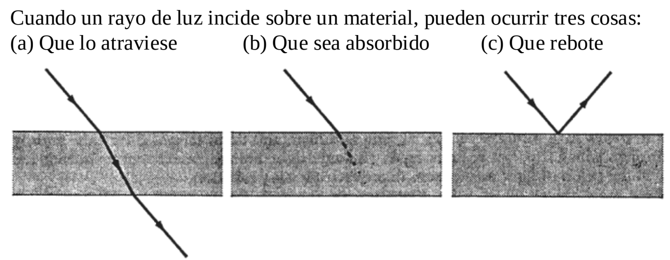


Fig. 1. Comportamiento de la luz cuando incide sobre una sustancia. Cualquier rayo de luz que penetre en una nueva sustancia, como en los casos (a) y (b), cambia ligeramente su dirección.

Los materiales son opacos porque absorben toda la luz que reciben, o porque ésta rebota en su superficie. No obstante, y por lo general, concurren ambas características simultáneamente. El ángulo con el que la luz rebota en una superficie es siempre la imagen especular del ángulo con el que la luz llega a tal superficie. Toda la luz que, procedente de un dirección determinada, llega a una superficie muy pulimentada lo hace con el mismo ángulo y será con éste con el que

toda ella rebotará de la superficie. El camino de la luz reflejada por una superficie lisa y pulida será la reflexión exacta del camino de la luz incidente, de modo que este tipo de superficie actúa como un espejo (véase la figura 2-a). Sin embargo, un material de superficie rugosa consta de un número infinito de superficies lisas, de muy distintas orientaciones.

De ahí que la luz que incide sobre una superficie rugosa sea dispersada en todas direcciones (véase figura 2-b). Por lo tanto, al no formarse una reflexión coherente, el material se ve mate.

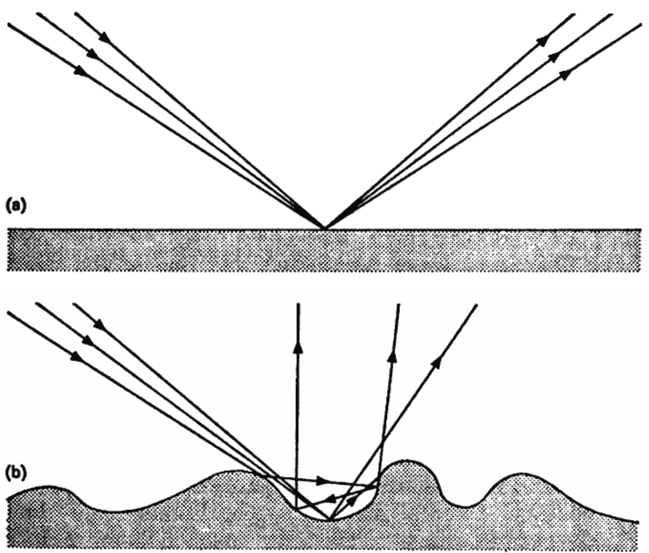


Fig. 2. (a) Reflexión de la luz sobre una superficie pulida. (b) Dispersión de la luz en una superficie rugosa.

El color de un material opaco, lo mismo que el de un material transparente, viene determinado por la longitud de onda de la luz que llega al ojo. La mayor parte de la luz que alcanza a un cromado pulido o a un papel blanco rugoso, rebota de la superficie, por lo que ambos materiales se ven blancos, si

se observan con luz blanca. La gran diferencia entre sus aspectos reside sólo en la diferencia en el grado de pulido de la superficie. Por otra parte, la cerámica negra no vitrificada absorbe casi toda la luz que recibe. Pero la mayor parte de superficies opacas presentan una combinación de absorción, reflexión y dispersión. Una superficie puede, por ejemplo, reflejar una pequeña cantidad de luz de todas las longitudes de onda, absorber la luz roja y azul, y dispersar la luz verde restante, por lo que hace que la superficie se vea de este color y, teniendo en cuenta la luz reflejada, verde brillante, con reflejos blancos. El latón pulido absorbe la luz de todos los colores excepto la amarilla, que es reflejada casi totalmente. Incluso las superficies negras reflejan la luz si están bien pulimentadas. El politeno negro sin arrugar puede tener deslumbrantes reflejos blancos. Cabe recordar que uno de los principales atractivos de la Catedral de Coventry es la reflexión de la luz solar, coloreada por las vidrieras de Piper, en el mármol negro pulimentado del suelo.

Cuando la luz incide sobre un líquido inmóvil, una buena parte de ella se refleja desde la superficie. Por otra parte, todos los líquidos tienen un aspecto algo brillante. El resto de la luz puede ser transmitida a través del material (como en el caso del agua pura), o ser totalmente absorbida (como en el alquitrán líquido), o puede ser parcialmente absorbida y parcialmente transmitida (como en el whisky). Los líquidos que no son homogéneos tienen un aspecto turbio porque la mayor parte de la luz que les llega se dispersa. La espuma del jabón y la leche se ven blancas porque una gran proporción de la luz se dispersa en la superficie de las burbujas del aire y de los glóbulos de grasa, respectivamente.

Los gases no tienen superficie, por lo que no les es posible reflejar la luz; y los gases homogéneos, al igual que los líquidos homogéneos, no pueden dispersar la luz. La mayor parte de los gases más comunes no absorben la luz, por lo que son invisibles. Pero los gases, al igual que los líquidos, pueden dispersar la luz si contienen partículas suspendidas (como en el caso del humo) o gotitas (como en la niebla). Cuando el aire contiene grandes glóbulos de agua, la luz de

todas las longitudes de onda se dispersa; de ahí que la niebla aparezca blanquecina. Si las partículas o gotitas son muy pequeñas, como en el humo de un cigarrillo, la luz que se dispersa contiene más luz azul que luz de otras longitudes de onda, por lo que el humo aparece azulado.

Las sustancias coloreadas que antes se han citado presentan el mismo color, independientemente del ángulo desde el que las miremos. Por su parte, los materiales iridiscentes cambian su tonalidad cuando el observador mueve la cabeza. Este cambio abarca todo el espectro de la luz visible, con muchos colores que aparecen y desaparecen solamente con un pequeño movimiento del ojo, aunque sólo sea de algunos grados. Buena parte de la magia infantil de las burbujas y de las charcas de aceite reside en el hecho de que cantidades apreciables de solución jabonosa, aceite, o agua, no ofrecen este brillo. Si un líquido se muestra iridiscente es que puede reducirse a una película de espesor comparable a las dimensiones de las longitudes de onda de la luz visible. Cuando la luz blanca incide en una charca aceitosa, parte de ella se refleja desde la superficie superior del aceite mientras que el resto se transmite a través del aceite, y parte de esta luz se refleja, a su vez, desde la superficie de separación entre el aceite y el agua. La luz que entonces recibimos es una mezcla de la reflejada desde las superficies superior e inferior del líquido. Cuando el espesor de la película de aceite es igual al de la longitud de onda de la luz de un color determinado, la cresta de una onda que abandona una superficie coincidirá, para la luz de este color concreto, con el “vientre” de la onda reflejada desde la otra superficie. Entonces, las dos ondas se cancelan entre sí (véase la figura 3). La mezcla de luz que llega a nuestra vista ya no es blanca, porque le falta uno de los colores que se requieren para ello. Por ejemplo, si las ondas de luz roja se anulan entre sí, la película de líquido aparece verde azulada. Si se mueve la cabeza, cambia la distancia que la luz debe recorrer a través de la película de aceite para, después, llegar a la vista, con lo que cambia la longitud de onda que se suprime de la luz blanca, y, por lo tanto, también varía el color que se observa en la charca.

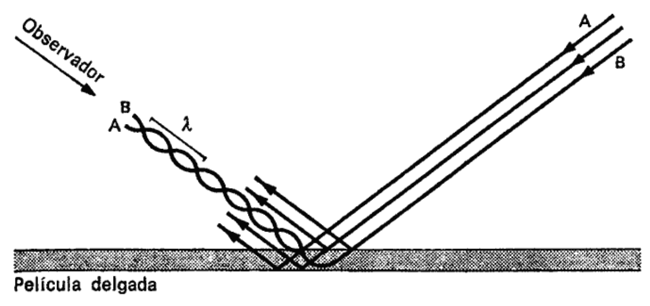


Fig. 3. Los colores de las películas delgadas. Para una luz cuya longitud de onda es *λ,* el rayo A. cuando se refleja procedente de la superficie superior de la película, se anula con el rayo B. reflejado en la superficie inferior. Un observador que contemplara la reflexión de la luz, vería un haz de luz blanca del que se habría eliminado la luz de longitud de onda *λ.*

La iridiscencia, en la forma que se ha descrito, no se halla limitada a las películas de líquidos. Para los que creen que una belleza no debe ser tan efímera, existe el ópalo, que no absorbe luz, sino que estriba en una serie de capas reflectantes, situadas una al lado de otra. El ópalo cambia su color según sea el ángulo desde el que se observa, y, asimismo, como se cree popularmente, con el grado de bienestar de su propietario. Resulta más razonable pensar que la distancia entre las capas sea sensible a la temperatura y la humedad, factores ambos que influyen en la salud y el humor del usuario.

Asimismo, se observan otros efectos de iridiscencia en las capas de sólido que son más delgadas que el grueso de una longitud de onda, como ocurre en las superficies de metales ligeramente deslustrados. Es factible obtener un bello efecto psicodélico colocando, durante unos segundos, una moneda de cobre brillante en un quemador de gas, como también es posible observar una gama de delicados colores en la superficie cromada del interior de una bombilla eléctrica usada.

Las sustancias que tienen una superficie rayada, o erosionada, en forma regular, también pueden parecer iridiscentes si la distancia entre las alteraciones es comparable a la longitud de onda de la luz. La dirección en la que la luz incide

sobre estas superficies depende de su longitud de onda, de ahí que el color que presentan tales superficies depende del ángulo de observación. Este tipo de iridiscencia se da normalmente en las superficies negras o de colores muy oscuros, ya que éstas, al absorber la mayor parte de la luz que reciben, reflejan colores que si bien pueden ser hermosos, nunca son muy intensos. Este efecto se observa en los élitros de los escarabajos, en los discos musicales recientemente limpiados, y también en las plumas bien conservadas.

¿Podríamos distinguir entre dos sólidos o líquidos incoloros y transparentes, simplemente observándolos? ¿Sería posible diferenciar un vidrio de un diamante, si ambos estuvieran idénticamente cortados? ¿Y el agua del vodka? La mayor parte de personas son capaces de distinguir un cristal tallado de un diamante a causa de la diferencia de brillos, suponiendo, claro está, que observen ambos materiales al mismo tiempo.

Cuando la luz penetra en un material distinto con un ángulo diferente del perpendicular, se inclina en la superficie en un grado que depende de su color, del ángulo con el que incide en ella y de la naturaleza de los materiales. De ahí que la luz blanca, cuando penetra, de forma no perpendicular, en un vidrio o en un diamante, se descompone en todos los colores que la componen, puesto que la luz de diferentes longitudes de onda se inclina según distintos ángulos (véase figura 4). Si la luz abandona el sólido por una superficie que no sea paralela a la superficie por la que había penetrado, emerge en forma de banda que reúne todos los colores del espectro visible. Un ejemplo que nos resulta familiar es el espectro que se produce cuando la luz del sol incide en la superficie biselada de un espejo. Los joyeros tallan los diamantes de tal forma que la luz que penetre en la piedra se refleje repetidamente a través de las superficies interiores de las facetas. Así, en cada reflexión interna, los distintos colores se esparcen cada vez más cuando movemos el diamante o el observador mueve la cabeza. Entonces, la luz coloreada emerge de tal forma por alguna de las facetas, que el diamante brilla. Asimismo, la luz se comporta de una forma parecida

cuando penetra en un cristal tallado, si bien los rayos se inclinan mucho menos que en el diamante. Esto significa que hay menos disgregación de la luz blanca en sus colores componentes, y que, asimismo, se dan menos reflexiones en las superficies de las facetas, por lo que el cristal tallado brilla mucho menos que el diamante.

El vodka se muestra tan diferente del agua como el diamante del cristal. Así, si vertemos un poco de cada líquido en dos vasos idénticos, nos será fácil distinguir el vodka del agua, puesto que el licor es más «brillante».

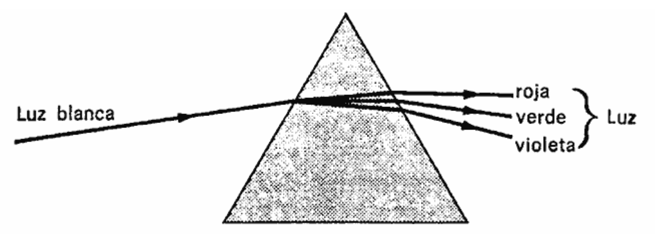


Fig. 4. Un material con la forma adecuada dispersa la luz blanca en sus colores constituyentes.

Todos podemos distinguir claramente cuándo una sustancia es sólida, líquida o gaseosa. La diferencia entre estos tres estados de la materia es, normalmente, obvia. Un sólido tiene un volumen determinado y una forma fija. La forma de un sólido no puede cambiar a causa, simplemente, del campo gravitatorio de la Tierra. Un líquido tiene también un volumen fijo, pero no así una forma determinada, de modo que se deforma hasta amoldarse al recipiente que lo contiene, y, mientras el recipiente no esté completamente lleno, la superficie superior del líquido es horizontal.

Un gas, por último, no tiene ni volumen fijo ni forma determinada, sino que se expande hasta llenar totalmente el recipiente que lo contiene.

¿Hasta qué punto son útiles estas tres definiciones de sólido, líquido y gas? Dado que la mayor parte de los gases habituales en nuestra vida diaria son invisibles, consideremos primero los sólidos y los líquidos. No cabe duda de que am-

bos tienen volúmenes determinados, a una temperatura dada, y que la mayor parte de los líquidos fluyen libremente. Pero también algunos sólidos fluyen, si bien muy lentamente. En un día caluroso, el chocolate y el betún se ablandan y llegan, tan sólo por la fuerza de la gravedad, a cambiar su forma, incluso si la temperatura es mucho menor que la que precisa para fundir. Una buena parte del trabajo del vidrio en el laboratorio se basa en que un tubo de vidrio caliente puede doblarse "por su propio peso" y, al mismo tiempo, sigue siendo sólido, sin perder su característica tubular. El polvo también puede fluir y, al igual que un líquido, pasarse de un recipiente a otro. Lo que ocurre es que, cuando las partículas de sólido se vierten, éstas forman unas pequeñas colinas cónicas, como la sal en un plato, mientras que un líquido origina una superficie horizontal. El sólido fluye porque las partículas se mueven unas sobre otras, de la misma forma que las rocas se desplazan durante una avalancha. Por su parte, la forma de cada partícula individual se mantiene sin cambio alguno. Debemos, pues, ser cautelosos cuando afirmamos que los sólidos tienen una forma fija, y, asimismo, cuando sostenemos que los líquidos fluyen hasta adquirir la configuración de su recipiente. El caramelo que se vierte sobre los helados fluye con mucha más lentitud que el vidrio caliente, pero aún sólido. La superficie superior de un líquido es, en primera aproximación, perfectamente horizontal. El agua contenida en un delgado tubo de vidrio (como los goteros usados en medicina) se curva en las paredes, precisamente allí donde toca al vidrio. La superficie del mercurio líquido del tubo de un barómetro de vidrio se curva de forma similar, pero hacia abajo en los bordes. Aparte de esta pequeña región, en la que el líquido, el vidrio y el aire se hallan próximos entre sí, los líquidos de los tubos de cristal, sin embargo, toman la forma del tubo, y una buena parte de la superficie superior es horizontal.

Por otra parte, la forma de una pequeña cantidad de líquido es muchas veces distinta de la del líquido del recipiente, si es que podemos decir que el líquido está "contenido en él". Una gota de agua del pétalo de una rosa es casi esférica: ni se

dirige hacia el centro de la flor ni toma la forma del espacio entre dos pétalos y, ciertamente, no puede decirse que su superficie sea horizontal. Pero si movemos ligeramente el pétalo es posible que se unan varias gotas, fundiéndose entre sí. Esta mayor cantidad de agua ya no será esférica, y probablemente caerá hasta el centro de la flor. Una película de agua jabonosa colocada en un anillo metálico no fluirá bajo la fuerza de la gravedad y, por otra parte, si se sacude la película, cabe que ésta se transforme en una corriente de burbujas esféricas huecas. Más adelante consideraremos las causas de las formas de las pequeñas cantidades de líquidos.

¿Podríamos reconocer por simple observación si una sustancia es o no gaseosa? Si bien la mayor parte de los gases comunes son invisibles, cabe recurrir a la utilización de vapor de yodo, que es de color púrpura, para así observar cómo se expande un gas hasta que llena su recipiente.[2] Sin embargo, no todos los materiales que se comportan de esta forma son gases. El humo del tabaco se esparce irregularmente de la misma forma que lo hace el vapor de yodo, en una habitación, y ya hemos constatado que la parte visible del humo no es un gas, sino que consiste en pequeñas partículas de sólido.

Es muy difícil, simplemente mirándola, clasificar una llama entre los líquidos, los sólidos o los gases. La llama de una cocina de gas o de una buena vela que se encuentre lejos de una corriente de aire tiene un tamaño perfectamente definido y que sólo cambia si se la perturba. Pero cualquiera que haya pasado el dedo por encima de la llama de una candela sabe que no se comporta como un sólido. La llama de una vela es, de hecho, parecida a un humo caliente al rojo: con-

---

[2] Colóquense 1 o 2 gotas de tintura de yodo en un bote de conservas de vidrio. Tápese el bote con una tapa perforada, o con una hoja de plástico agujereada, sostenida con una goma elástica Introdúzcase el bote en una cacerola con agua hirviendo y obsérvese lo que ocurre. La tintura de yodo es una disolución de yodo y alcohol, y cuando se calienta a la temperatura del agua hirviendo, ambas sustancias se transforman en gases. El vapor de alcohol, incoloro, es invisible. Por el contrario. el vapor de yodo, de color púrpura, se observa cuando se extiende por todo el recipiente (y hasta es probable que escape por el agujero de la tapa). Si se coloca una cuchara fría que bloquee el agujero de la tapa, se observará cómo una parte del vapor de yodo solidifica al enfriarse, y pasa a convertirse en un sólido de color gris oscuro muy brillante.

tiene gases mezclados con partículas muy pequeñas, de hollín sólido, calientes y rojas. El hollín se recoge colocando una cuchara sobre la llama. Por el contrario, la llama de gas sólo contiene gases calientes, y, en consecuencia, no se deposita hollín. Puede parecer extraño que una llama, a diferencia del humo o de los vapores de yodo, tenga una forma y tamaño definidos, y que no se extienda a toda la habitación. La causa estriba en que la llama únicamente es visible cuando los gases se hallan a una cierta temperatura. Si no se modifican la presión del gas, el suministro de aire y el caudal de gas, tampoco cambia la región de éste que está suficientemente caliente como para ser visto. De ahí que la llama visible mantenga sus dimensiones.

Nuestros ojos nos proporcionan, aún más información acerca de un objeto, aunque la mayor parte de esta información adicional se refiere más al objeto en concreto que al material de que está constituido. Por ejemplo, normalmente somos capaces de obtener una buena estimación visual de las dimensiones, forma y posición de un objeto. Debemos, por supuesto, recordar que lo que "vemos" viene determinado por los rayos de luz que recibimos procedentes de un objeto, y que dependen tanto de la luz que el objeto envía como de lo que le ocurre a ésta hasta que llega a nosotros. Si la luz ha pasado a través de alguna superficie entre dos medios (por ejemplo, aire y agua), o ha rebotado sobre alguna superficie reflectante, los rayos no se habrán desplazado siguiendo una línea recta desde el objeto hasta nosotros. De tal modo es así que la posición, el tamaño y la forma del objeto pueden aparecer distintos de lo que nos hubiesen parecido si los rayos de luz hubieran ido directamente hacia el observador. Los niños pequeños y los gatitos suponen con natural aceptación que sus "dobles" les observan desde detrás del espejo. Los espejos ligeramente curvos ofrecen una errónea información sobre el tamaño y la posición del objeto, y los espejos de superficies pulidas muy curvadas o irregulares distorsionan también la forma. Por otra parte, se debe también ser muy cauto al interpretar impresiones visuales en las que la luz ha atravesado medios transparentes no uniformes. Visto a través

de una bola de cristal, el mundo real aparece invertido e infinitamente distante; e incluso el aire puede producir espejismos, cuando todo él no está a la misma temperatura. Así, la evidencia visual recibida a través de un recorrido no lineal debe ser admitida cautamente. No obstante, la luz, procedente de un objeto, que recibimos sin interrupciones y por un camino lineal a través del aire, nos permite estimar fácilmente el tamaño de dicho objeto.

A veces, también podemos estimar la cantidad de sustancia que tenemos ante nosotros. No es demasiado difícil escoger de entre dos barras de hierro, cortadas de la misma varilla, cuál es la más larga; o bien determinar el montón en el que hay más serrín de entre dos montones cónicos similares. Ahora bien, si tenemos dos botellas de distinta forma, no resulta tan fácil puntualizar cuál de ellas contiene más agua. También es más difícil estimar las cantidades de sustancias presentes en las mezclas. Imaginemos a dos niños que tienen cada uno un vaso de vino tinto diluido con agua. Los niños están discutiendo sobre quién de ellos posee el vino "más fuerte". Si los dos vasos son idénticos, podría creerse que cuanto más rojo es el líquido el vino está menos diluido, pero, a su vez, la intensidad del color depende también de la longitud que la luz atraviesa de líquido, que a su vez depende de la forma del recipiente. Si el líquido que contiene un recipiente ancho parece más pálido que otro de un recipiente estrecho, es que estará más diluido, pero si el líquido del recipiente ancho es más oscuro, no podemos determinar si está más concentrado o menos que el otro. Cualquier afirmación sobre qué niño tiene el vino más puro sólo será válida si conocemos los valores reales del volumen y de las concentraciones de los dos vasos de vino diluido. De modo que la cuestión es sumamente dificultosa, excepto cuando los vasos son idénticos.

Incluso en situaciones mucho más simples, es posible que nuestros ojos nos engañen, por lo que debemos ser muy cautos y procurar, con pruebas cuantitativas, ayudar a la evidencia visual. Un claro ejemplo acerca del fallo de la fiabilidad de nuestra mirada "perfecta" se encuentra en la pareja de

líneas que se muestra en la figura 5. Contrariamente a lo que nos indican nuestros ojos, la línea inferior no es más larga, sino que es exactamente igual que la otra.

Más engañosos aún son los objetos que nos parece ver, aunque en la realidad no existan. El sentido de la visión no sólo depende de la luz que llega al ojo, sino también de la estimulación de las células de la retina sensibles a la luz, que son las que transmiten los adecuados mensajes nerviosos al cerebro para que éste los interprete. Un mal funcionamiento de la retina, del nervio óptico, o del cerebro, nos hacen pensar que podemos ver una cosa determinada a pesar de que la luz que recibimos nos hace ver una cosa distinta.

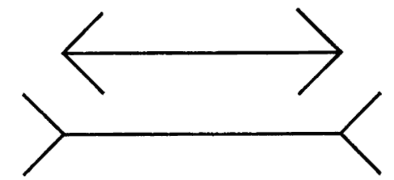


Fig. 5. Una ilusión óptica muy familiar: ¿qué línea es la más larga?

Un ejemplo familiar estriba en la llamada “imagen posterior”. Supongamos que el lector fija la vista durante algunos minutos en un objeto pequeño y de brillantes colores, como un lápiz, y después mira una pared blanca, o una hoja de papel blanco. El lector pensará, probablemente, que verá un lápiz algo borroso de algún color distinto. Después de haber observado un lápiz rojo durante algún tiempo, las células de la retina que registran la luz roja están cansadas. Si entonces se fija la vista en una zona blanca, sólo las células de la retina no fatigadas reaccionan a la luz que reciben. La zona de la retina en la que la luz roja procedente del lápiz había penetrado registrará “todos los colores excepto el rojo”. El resto de la retina captará luces de todos los colores. Así veremos un lápiz de un color borrosamente turquesa sobre un fondo blanco. Las células de la retina se recuperan con facilidad de la fatiga, de modo que “la imagen posterior” se desvanece rápidamente. Las imágenes visuales que percibimos en sueños y alucinaciones son frecuentemente mucho más vividas

que las “imágenes posteriores”, pero están menos relacionadas con los objetos externos, ya que se originan en el propio cerebro. Por más persuasivas que sean en el momento en que las estamos experimentando, no nos dan ninguna información sobre la naturaleza de ningún “cuerpo sensible’, excepto del nuestro propio.

LA EVIDENCIA DEL GUSTO Y DEL OLFATO

Una fuerte tentación es la de intentar, probándola, conocer algo acerca de una sustancia desconocida. Incluso en el caso de que estemos preparados para afrontar el riesgo de que nuestra próxima prueba pueda ser cicuta, la verdad es que el gusto es uno de nuestros sentidos menos agudos. Cualquier persona que haya tenido su nariz totalmente tapada a causa de un fuerte catarro recordará que su comida parecía que no tuviera el menor gusto durante el tiempo en que no tenía el sentido del olfato. Un determinado gusto se deriva de alguno de los cuatro tipos de sensaciones producidos cuando determinados tipos de sustancias se ponen en contacto con la lengua: son las sensaciones que se describen verbalmente como dulce, ácido, salado y amargo. El gusto real de una sustancia (que es distinto de su sabor, que depende también del sentido del olfato) es una combinación de diferentes proporciones de estas cuatro cualidades. El hecho de que el amargor de una sustancia no se experimente hasta que ésta llega a la parte posterior de la lengua, es lo que le da el amargo “gusto residual” de ciertas medicinas. Las sensaciones de acidez y de gusto a sal son más usadas por los químicos que otros gustos. Una sustancia cuyo gusto es agrio es probablemente algún tipo de ácido; y una sustancia cuyo gusto es sólo salado es un representante de una clase de sustancias químicas llamadas sales. El gusto dulce y el amargo son propiedades de sustancias más complejas, que, muchas veces, no presentan similitudes entre sí. “Los edulcorantes artificiales”, por ejemplo, difieren mucho, no sólo de los azúcares, sino también entre sí.

La nariz es mucho más útil que la lengua en el análisis químico, ya que es más segura, más sensible y, normalmente, también más específica. Cuando éramos estudiantes sabíamos que, si conseguíamos aprender un olor cada día cuando asistíamos a las clases del laboratorio de química orgánica, nos sería posible reconocer al menos el tipo de producto que contenía una determinada mezcla desconocida, y, en la mayor parte de los casos, identificar la sustancia exacta. El análisis cualitativo se reducía entonces a un conjunto de pruebas confirmantes, mucho más fáciles de realizar si de antemano se conocía la identidad de la sustancia en cuestión.

La nariz es muy sensible. De ahí que nos sea posible, por ejemplo, detectar la cantidad de etil-mercaptano en proporciones tan mínimas como las que significa una parte en diez millones de partes de aire. Sin embargo, el olfato humano es un sentido deficiente si lo comparamos con el de otros mamíferos. Se afirma, en este sentido, que un ciervo es capaz de oler al hombre a una distancia de casi un kilómetro. Nuestro olfato se fatiga también con mucha facilidad, hasta el punto de que al cabo de pocos minutos somos incapaces de detectar olores que previamente habíamos reconocido con facilidad. Incluso cuando nuestro olfato se halla en óptimas condiciones, no está muy preparado para detectar diferencias en la intensidad de un olor. La cantidad de etil-mercaptano que hay en el aire debe aumentarse al menos en un 20% para que notemos alguna diferencia. Anotemos, por otra parte, que la intensidad de un olor es capaz incluso de orientamos sobre la temperatura de algunas sustancias como el alquitrán, que produce un olor mucho más intenso cuando está caliente que cuando está frío. Nuestro sentido del olfato nos permite asimismo reconocer si algunos cuerpos, como los perros y los abrigos, están mojados. Si bien nuestra capacidad de reconocer un olor determinado se debilita con rapidez, podemos, sin embargo, detectar cambios de olores.

EL TACTO DE UNA SUSTANCIA

La mayor parte de las sensaciones que tenemos cuando tocamos una sustancia las percibimos a través de las yemas de los dedos. Sin embargo, si estamos parcial o totalmente sumergidos en un fluido, todas las partes sumergidas del cuerpo serán sensibles a su temperatura. Por supuesto, el fluido en el que nos hallamos sumergidos totalmente la mayor parte del tiempo es el aire, y nuestros cuerpos están acostumbrados a su temperatura. En otros momentos, cuando nadamos o tomamos un baño, las partes del cuerpo que se hallan bajo el agua son sensibles a la temperatura de ésta. Cuando circulamos cuesta abajo en un coche, o volamos en un aeroplano que desciende en picado, o nos sumergimos algunos metros bajo la superficie del mar, nuestros oídos nos indican que la presión del fluido que nos envuelve se va incrementando. Recibimos también alguna información procedente de nuestro sentido cinestésico, que nos indica la tensión muscular. Podemos asimismo tener alguna orientación acerca de la velocidad del viento, o de una corriente en el mar, notando el esfuerzo que hemos de realizar para seguir caminando o para nadar. Y es posible recibir una referencia bastante aproximada del peso de un objeto a partir de los mensajes que recibe el cerebro y que proceden de los músculos que utilizamos para levantar o soportar el objeto de que se trate.

Pero cuando hablamos del tacto de un objeto, nos referimos normalmente a lo que notan las yemas de nuestros dedos. Podemos discernir formas, tamaños y texturas tocando los objetos, y los músculos de los dedos nos proporcionarán también información del peso total del objeto, y, asimismo, podremos saber si un objeto es o no denso (es decir, si se trata de un “peso pesado” para el tamaño que tiene). También podemos notar si un cuerpo sólido absorbente (como un tejido) está mojado e incluso detectar de qué líquido concreto está humedecido. (Por más que uno haya sumergido sus dedos en mercurio, siempre parece que todos los líquidos mojan.) Si hemos sacado nuestras ropas de un secador rotato-

rio, nuestros dedos notarán probablemente el cosquilleo a causa de que las ropas se han cargado de electricidad. Nuestras callosas yemas de los dedos no son, sin embargo, las mejores partes del cuerpo a la hora de detectar pequeñas cargas eléctricas. La lengua es mucho más apta para este objetivo, como es bien sabido para cualquiera que haya tocado con la lengua los terminales de latón de una pila eléctrica de linterna.

Nuestro sentido del tacto también nos puede indicar si un objeto está más o menos caliente que la mano, pero no nos es útil si queremos comparar la temperatura de dos objetos cuando éstos se hallan más calientes o más fríos que el cuerpo. Las yemas de los dedos responden asimismo a la velocidad a que el calor pasa a través de la piel, y esta velocidad depende tanto de la temperatura del objeto como de la facilidad con que el calor lo atraviesa. Un trozo de metal que se encuentre a una temperatura ligeramente más baja que la mano puede parecer muy frío comparado con un trozo de madera que esté a una temperatura mucho menor. Como el calor atraviesa mucho más rápidamente los metales que la madera, abandona la mano más fácilmente para calentar el hierro frío que para calentar la madera fría. En resumen, hemos visto que, sin otra ayuda que nuestros sentidos, especialmente si los combinamos entre sí, podemos saber muchas cosas acerca de los “cuerpos sensibles”, sin que aún hayamos realizado con ellos el menor experimento. En los dos capítulos siguientes discutiremos algunas de las cosas que podemos hacer para activar a los cuerpos, así como para que éstos se comporten de formas distintas que proporcionen mayor información. Asimismo estudiaremos algunos de los instrumentos que se han desarrollado a lo largo de los siglos para ayudar a nuestros sentidos, tanto en precisión como en extensión.

II. LA AYUDA DE LA EXPERIMENTACIÓN

En el capítulo anterior veíamos que podemos recibir un sorprendente caudal de información acerca de una sustancia, simplemente mirándola, tocándola y oliéndola, sin modificarla lo más mínimo. Pero la información útil que podemos conseguir de esta forma está limitada a la estrecha gama de situaciones en las que normalmente situamos una sustancia concreta en nuestra vida cotidiana. Hay mucha gente que sabe que el hierro puede fundirse, y que es posible condensar el oxígeno, pero que nunca ha visto alguna de estas sustancias en forma líquida. En este capítulo estudiaremos las formas mediante las cuales nos es posible ampliar la gama de condiciones bajo las cuales nos es dado observar una sustancia, siempre con nuestros propios sentidos y sin otra ayuda.

El químico ha estado siempre relacionado con los cambios que puede conseguir mediante «ciertos instrumentos y, especialmente, el fuego...». Si bien el calor es probablemente el arma más eficaz que tiene el químico en su arsenal, existen otras muchas formas simples de investigar datos acerca de las sustancias. Trataremos primero de cómo modificar una sustancia por procedimientos puramente mecánicos.

EL EFECTO DE LA PRESIÓN

¿Sería posible producir en una sustancia algún cambio observable simplemente variando la presión que actúa sobre ella? ¿Hasta qué punto es factible presionar el émbolo de una bomba de bicicleta, o una jeringa de plástico, si se mantiene tapado con el pulgar el agujero de salida? El sentido cinestésico nos indica hasta qué punto tenemos que realizar un esfuerzo con nuestros músculos para empujar el émbolo, así corno para mantener el dedo pulgar fuertemente apretado contra el agujero. La sensibilidad del dedo nos advierte que

el aire del interior de la bomba se encuentra a una presión superior a la del resto del aire que nos envuelve. Y el cambio de posición del émbolo nos indica que el espacio que el aire ocupa se ha reducido. Vemos así que el aire, como todos los demás gases, es compresible. Si, por el contrario, llenamos la jeringa con agua, y tapamos firmemente el agujero de salida, no podremos mover lo más mínimo el émbolo: el agua, como otros líquidos, es virtualmente incompresible.

¿Y qué ocurre con los sólidos? La plastilina y la masilla son, aparentemente, compresibles. Pero el amasado de un trozo de plastilina no se parece en nada a la compresión del aire del interior de una bomba de bicicleta; más bien es un cambio de forma sin variación de volumen, en modo análogo al cambio de la forma de un líquido cuando se vierte de un recipiente a otro. De hecho, los sólidos, como los líquidos, son prácticamente incompresibles, y su volumen varía sólo ligeramente cuando se modifica a presión, lo que no implica, por supuesto, que los sólidos sean totalmente indiferentes a los cambios de presión.

La mayor parte de los sólidos reaccionan a los grandes cambios de presión mediante una de estas dos respuestas: cambian su forma o se rompen. Se dice que los metales son maleables porque es posible tratarlos a golpes de martillo para, sin que se rompan, darles formas muy distintas. En cambio, muchos otros sólidos rígidos son quebradizos, de modo que su forma no se ve afectada por un incremento local de presión, a no ser que ésta sea tan alta que el sólido se rompa.[3] El tipo de rotura es una característica que presenta un objeto determinado compuesto de un material concreto y dentro de un contexto estructural particular, y se integra más en el ámbito de la ingeniería y de la ciencia de los materiales que de la química.

Muchos sólidos no son ni maleables (como los metales) ni quebradizos (como la piedra, el vidrio, el hielo, el azúcar o la sal). Es posible estirar el chicle hasta darle la forma de

[3] El estudio de la formación de grietas es fascinante. Lo ha descrito muy bien, para los profanos, el profesor Gordon en *The New Science of* Strong *Materials*. Pelican. 1968.

unos filamentos muy finos, pero no afirmaremos que sea maleable ni dúctil. La forma de un trozo de caucho se cambia apretándolo, pero, elásticamente, retoma a su forma original en cuanto cede la presión La madera es más rígida que el chicle o que la goma, pero presenta un comportamiento elástico cuando se la somete a un incremento de presión localizado que no sea suficiente para romperla. Se obtienen zonas a muy alta presión mediante la hoja de un cuchillo o de un cincel. La presión se define como la fuerza que actúa sobre un área dada, y como el área del filo de un cuchillo es en extremo pequeña, simplemente apretando con un cuchillo o con un cincel cabe someter a una materia a una presión considerable. Algunos materiales, como el mármol, la patata o el plomo, se cortan con la misma facilidad (o dificultad), sea cual fuere la dirección en que cortemos. Otros materiales, como la madera, la pizarra y el espato de Islandia, son más fáciles de cortar en unas direcciones que en otras. La mica, que fue muy usada tiempo atrás en las ventanas de los hornos domésticos, es tan fácil de cortar en una dirección dada que es posible, tan sólo con la mano, separarla en capas. En cambio, presenta mucha resistencia en otras direcciones. Para sustancias de este tipo, la fragilidad en una determinada dirección es propiedad del material en sí, y no está motivada por los esfuerzos a que se haya sometido el material durante su uso. Como veremos en el capítulo 13, dicha fragilidad es causada por la estructura interna de la sustancia de que se trate.

OPOSICIÓN AL MOVIMIENTO

Cualquier intento de mover un objeto sólido sobre la superficie de otro sólido viene frenado por la fuerza de frotamiento entre los dos. La fricción es mayor si las superficies son rugosas: es mucho más fácil deslizar un disco de hockey sobre hielo pulido que un ladrillo sobre hormigón. Cuando el movimiento de un cuerpo se frena por el roce, una parte de la energía cinética del objeto se transforma en energía térmica.

Un ejemplo espectacular se observa en el incremento de temperatura cuando serramos o taladramos un trozo de metal. Desde las tribus primitivas hasta nuestros días, cuando usamos cerillas, se ha utilizado el procedimiento de frotación para obtener fuego. Algunos materiales son tan inestables que no requieren ser frotados para que se enciendan, hasta el punto de que sólo golpeándolos explotan.

De la misma forma que actúa entre dos sólidos, la fricción lo hace entre dos partes adyacentes de un fluido. Cuando se agita un líquido, las fuerzas de fricción tienden a oponerse al movimiento de una capa sobre otra, y, simultáneamente, el líquido se calienta un poco. Un efecto habitual de las fuerzas de fricción en los líquidos es la constatación de que éstos no fluyen a la misma velocidad. Los jarabes y los aceites lubricantes son viscosos, por lo cual fluyen muy lentamente, debido a que existen fuerzas de fricción muy intensas entre una parte del líquido y otras zonas adyacentes a él. En líquidos más móviles, como la gasolina, el alcohol y el agua, las fuerzas de fricción son mucho más débiles. Algunos líquidos se vuelven menos viscosos si son agitados. La viscosidad de la gelatina que no está totalmente cuajada se reduce considerablemente agitándola con fuerza, y no recupera su estado original durante cierto tiempo. La pintura que hace mucho que no se ha agitado se parece más a un sólido que a un líquido, pero es posible que se fluidifique si se agita en la lata o, simplemente, “se trabaja” con una brocha.

¿FLOTARÁ?

Desde luego, existe una fuerza que actúa a la vez sobre todos los objetos de la Tierra: la acción gravitatoria. Se necesita una gran cantidad de energía para vencer la atracción entre la Tierra y un objeto de su superficie. Un cohete espacial precisa consumir enormes cantidades de combustible muy energético para escapar de la acción gravitatoria de la Tierra.

La fuerza de la gravedad impide también que la atmósfera terrestre y los océanos "escapen" al espacio debido a la fuerza centrífuga creada por la rotación de la Tierra. Pero el planeta atrae con muy distinta fuerza las distintas clases de materia. ¿Por qué las piedras y los trozos de metal se hunden hasta el fondo de un estanque y, en cambio, las maderas, las burbujas de aire y los fragmentos de hielo permanecen en la superficie? La acción de la gravedad es más intensa sobre el agua que sobre el aire, el hielo y la madera, pero menos intensa que sobre el metal o la piedra.

¿Por qué algunas sustancias flotan sobre el agua y otras no lo hacen? Podríamos pensar que se debe al peso de las sustancias. Sin embargo, un trozo de madera y un iceberg son mucho más pesados que un clavo de hierro, pero es el clavo el que se hunde en el estanque, mientras que los otros dos objetos flotan. La capacidad de flotación no depende, por lo tanto, del peso de un objeto, sino de su densidad, característica que se define como la masa por unidad de volumen. De esta forma, si comparamos las densidades de dos sustancias, lo que comparamos realmente son sus pesos volumen a volumen, suponiendo que ambas sustancias se encuentren a la misma distancia del centro de la Tierra. Un clavo de hierro cae hasta el fondo de un estanque porque el hierro es más denso que el agua, es decir, el clavo pesa más que el mismo volumen de agua, de modo que la acción gravitatoria de la Tierra es más fuerte sobre el clavo que sobre el agua que el clavo desplaza. Por el contrario, un trozo de madera es menos pesado que el mismo volumen de agua y, por ello, flota.

No solamente flotan en el agua algunos cuerpos sólidos. Así, por ejemplo, las burbujas de aire ascienden hasta la superficie del agua a causa de que el aire es mucho menos denso que ésta. Si dos líquidos no se mezclan entre sí, el menos denso ascenderá sobre la superficie del más denso y flotará sobre él. Cuando preparamos el aderezo para una ensalada, al cabo de poco tiempo la capa de aceite se coloca sobre la capa de vinagre. El crudo de petróleo que procede de un petrolero naufragado flota sobre la superficie del mar, igual que la nata flota sobre la leche.

Podríamos creer que siempre que un objeto flota sobre un líquido implica que sea menos denso que éste. Ahora bien, una aguja de coser de acero o una hoja de afeitar pueden flotar sobre el agua,[4] pero contrariamente a lo que antes dijimos, estos cuerpos no flotan porque sean menos densos que el agua, sino porque pesan tan poco que pueden ser sostenidos por las fuerzas que actúan en la superficie del agua, siempre que esta superficie permanezca sin truncarse. Si se agita el agua y se rompe la superficie, el acero se hunde puesto que es más denso que el agua. Cuando una aguja de acero se coloca bajo el agua y se suelta, nunca subirá a la superficie como lo haría un corcho o una cerilla.

¿No sería más apropiado decir que un cuerpo tiene menos densidad que otro cuando es capaz de ascender a su través, más que decir que es capaz de flotar sobre él? No obstante, los aviones en movimiento y las aves ascienden a través del aire, a pesar de que tienen una densidad considerablemente mayor que éste. Si el motor del avión falla, o el pájaro es abatido, ambos caen en picado. Un pájaro o un avión ascienden en el aire a causa de que tienen partes móviles que utilizan para despegar y sostenerse en el vuelo. En cambio, una cometa, que es también más densa que el aire, se mantiene sin tener ninguna parte móvil. En los tres casos, sin embargo, hay un movimiento, bien del objeto o bien del aire circundante. Es el movimiento del aire respecto al objeto lo que le permite al cuerpo ascender y mantenerse suspendido. Como definición podríamos decir que si a un objeto le es posible ascender a través de un líquido o de un gas, y mantenerse en esta posición sin que exista movimiento relativo del objeto respecto al medio, entonces tal objeto es, con toda seguridad, menos denso que el medio que le envuelve.

[4] Colóquese la aguja, o la hoja de afeitar, sobre un trocito de papel de periódico, y déjese flotar el papel con mucho cuidado sobre la superficie del agua. Al cabo de un minuto, aproximadamente, el papel se habrá mojado y caerá al fondo del recipiente. Con un poco de suerte, la aguja o la hoja permanecerán flotando sobre el agua.

CALENTAMIENTO

Cuando se calienta una sustancia, se sitúa, por lo general, en contacto con algo que está más caliente que ella. Invariablemente, algo de energía térmica se transfiere del objeto más caliente al más frío. El calor absorbido por el cuerpo más frío puede ocasionarle distintos efectos; entre ellos, el más común y más obvio es que el cuerpo frío se caliente. Supongamos, de momento, que el único efecto que obtenemos al calentar una sustancia es el de aumentar su temperatura. ¿Cabe distinguir alguna diferencia en la forma en que distintas sustancias se calientan? Imaginemos dos barras del mismo diámetro y longitud, una de madera y otra de metal, parcialmente sumergidas, a la misma profundidad, en agua hirviendo. Si bien ambas barras se calientan por la misma fuente de calor, e inicialmente se hallaban a la misma temperatura, el extremo de la barra de metal se calienta mucho más rápidamente que el de la barra de madera, puesto que la energía calorífica atraviesa más fácilmente los metales que otros materiales. Si hubiéramos usado dos barras de dimensiones idénticas, una de hierro y otra de cobre, comprobaríamos que el calor circula a través del cobre con mayor rapidez que a través del hierro.

Estas diferencias de conductividad térmica reflejan que la velocidad a la cual circula la energía térmica es distinta. Con suficiente tiempo, el calor atraviesa cualquier material. Cierta vez, un arquitecto diseñó un edificio en el cual se pretendía instalar una bodega para almacenar vino. El cliente se alarmó al observar que en el techo de la bodega había, no sólo muchos tubos de calefacción, sino también parte de los elementos calefactores de las habitaciones situadas encima. El arquitecto le tranquilizó: iba a cubrir los tubos y el techo con una gruesa capa de poliestireno expandido, que es un pésimo conductor del calor. Al cabo de un año, construida ya la bodega y con los botelleros instalados, se encendió la calefacción. Durante algunas semanas se dispuso un termómetro en el centro de la bodega y se registraba diariamente la temperatura. Ésta se mantenía entre 9 y 10ºC, que, según los

expertos, es la temperatura ideal para almacenar vino. Unos meses más tarde la bodega recibió su primera partida de botellas. Al entrar en la bodega se notó un ambiente caliente. Cundió una ligera alarma y se volvió a comprobar la temperatura: era de 18°C, fatal para el vino. Con suficiente tiempo, la energía calorífica había atravesado el poliestireno expandido.

También son distintas las sustancias en cuanto a la cantidad de calor que precisan para alcanzar una temperatura determinada, por lo cual son asimismo diferentes las cantidades de calor que ceden las mismas cantidades de dos distintas sustancias que estén a la misma temperatura. Antiguamente, en las casas de campo suizas almacenaban durante el día huesos de cerezas en un homo calentado a moderada temperatura. Por la noche colocaban los huesos de cereza en un saco de fieltro, y lo empleaban para calentar la cama. El principio en el que se basa este fenómeno es el contrario al que se emplea en los calefactores que almacenan calor durante la noche. Pero no obtendría el mismo efecto el emplear el mismo peso de bolitas de acero en sustitución de los huesos de cereza, puesto que se necesita mucho más calor para calentar la madera, desde la temperatura ambiente hasta la temperatura del homo, que el que se necesita para calentar el metal a la misma temperatura. Como los huesos de cereza contienen más calor, al enfriarse calientan la cama más eficazmente.

CALOR SIN CALENTAMIENTO

Es posible, evidentemente, suministrar energía térmica a una sustancia sin aumentar lo más mínimo su temperatura. Cuando se calienta agua, su temperatura llega a alcanzar los 100°C, y, a partir de este punto, el agua hierve y produce vapor a 100ºC. Cuanto más calor se suministra, más agua líquida se convierte en vapor, pero la temperatura se mantiene estacionaria hasta que todo el líquido se ha convertido en vapor. Un fenómeno parecido ocurre si calentamos hielo

picado. La temperatura del hielo aumenta hasta los 0°C, en la que el hielo empieza a fundir. Si se calienta el hielo más rápidamente, con mayor rapidez se funde, pero su temperatura no puede ascender sobre los 0°C hasta que todo el hielo se haya fundido.

Algunos sólidos, como la piedra, no se funden hasta que se calientan a temperaturas extraordinariamente altas. Otros cuerpos, como el pan, se descomponen a temperaturas muy por debajo de la temperatura que necesitarían para fundirse. Otros cuerpos, como el hielo, el chocolate, la cera y el estaño, funden a temperaturas fácilmente alcanzables en casa. Cuando los líquidos se enfrían de nuevo, vuelven a su original estado sólido, y sólo ha cambiado su forma. Algunos sólidos no funden cuando se calientan en condiciones normales: en vez de cambiar y transformarse en líquido (que a más altas temperaturas hierve y se convierte en gas) pasan directamente de la fase sólida a la de gas. Se dice, entonces, que estos sólidos subliman. El dióxido de carbono sólido (el "hielo seco" que antes se utilizaba en los carritos de helado) se comporta de esta forma, y también lo hace así el yodo sólido. La temperatura permanece constante durante la sublimación, del mismo modo que durante la fusión o la ebullición, puesto que simultáneamente hay presentes dos formas de la misma sustancia. Por lo tanto, es posible calentar el yodo sólido a la temperatura a la que sublima, pero ésta no aumentará hasta que todo el sólido se haya vaporizado.

«ESPECIALMENTE EL FUEGO...»

Hemos visto que si suministramos calor a una sustancia, ésta aumenta su temperatura o bien pasa a otro estado: un líquido se vaporiza y un sólido se funde o se sublima. ¿Existen otros cambios en los cuerpos que acompañan a los anteriormente citados?

La forma más sencilla de conseguir quitar un tapón de rosca metálica que se halle muy apretado a la cabeza de una botella de vidrio, es sumergir durante un momento el tapón

en agua caliente. El tapón se podrá, entonces, extraer fácilmente, puesto que los metales, como la mayor parte de los sólidos, se dilatan cuando se calientan. El vidrio, evidentemente, se dilata también, pero, por dos razones, menos que el metal: por una parte, el vidrio se dilata menos que el metal a una determinada temperatura; por otra parte, el calor circula más fácilmente a través del metal que a través del vidrio, con lo cual, si la botella se ha puesto en contacto con el agua caliente durante un corto tiempo, el metal alcanza una temperatura más elevada que el vidrio.

El hecho de que los metales se dilaten cuando se calientan debe tenerse muy en cuenta en todo tipo de sistema que haga uso de metales, desde la construcción de puentes hasta el tendido de vías de ferrocarril, pasando por las compensaciones de temperatura de los relojes de precisión. En los viejos tiempos de las carretas con ruedas de madera, éstas se hallaban revestidas de aros de hierro que se colocaban calentando el aro, al cual se le había dado previamente forma, hasta que la rueda de madera podía introducirse dentro del mismo. Cuando el metal se enfriaba, el aro quedaba sólidamente ajustado.

¿Por qué es posible lavar con agua caliente una copa de vino de cristal, mientras que lo más probable es que un grueso vaso de vidrio se rompa si hacemos lo mismo con él? Cuando se coloca el cristal en agua caliente, sus superficies interior y exterior, que están en contacto con el agua, se calentarán inmediatamente y el calor se transmite lentamente desde las superficies hasta el interior del vidrio. Dado que la copa es de paredes finas, hay muy poco “vidrio interior” que no esté en contacto con el agua caliente, con lo que prácticamente toda la copa se calienta a la vez. Sin embargo, al calentar el vaso, las superficies lo hacen con suma rapidez, mientras que la gran cantidad de “vidrio interno” permanece, prácticamente, a la misma temperatura que antes, porque el calor atraviesa con lentitud el cristal. Por lo tanto, las superficies se expanden mucho más que el interior del vaso, creándose así tensiones que es posible que impliquen el fin de un costoso vaso.

Supongamos que el hierro o el cristal se calientan en una llama muy intensa en vez de sumergirlos en agua caliente. Ambos materiales se calentarán más que antes y se expandirán más. Pero habrá otros cambios: los dos materiales se ablandarán. Podremos cambiar la forma del hierro a martillazos en el yunque y el vidrio podrá ser trabajado a mano dándole la forma que se desee. Si la llama es aún más caliente, el hierro y el vidrio alcanzan una temperatura tan alta que ambos brillan, primero con un rojo incipiente, y, después, con un naranja luminoso. A temperaturas todavía más altas, el vidrio funde. Pero el hierro permanece sólido hasta que no se llegue a temperaturas mucho más altas, en que se pone al rojo blanco y después funde.

También los gases, y muchos líquidos, se expanden cuando se calientan. Como el aire caliente ocupa más espacio que el mismo peso de aire frío, disminuye su densidad a medida que se calienta. Por lo tanto, el aire caliente asciende, y el frío, más denso, desciende para reemplazarlo.

De esta forma, al encender fuego al nivel del suelo es posible calentar toda la habitación. Un gas que se halle encerrado en un recipiente no tiene la posibilidad de expandirse al calentarse, por lo que se incrementa la presión del gas. De ahí que la presión de un neumático aumente un poco durante un largo viaje, ya que el aire que contiene el neumático se calienta, pero no puede expandirse.

También los líquidos se expanden al ser calentados. Así, el volumen de una determinada cantidad de mercurio o de alcohol (normalmente coloreado) se usa comúnmente para medir la temperatura en termómetros domésticos y de laboratorio. Muchos líquidos, como la melaza, fluyen más fácilmente cuando se calientan, de la misma forma que muchos sólidos, como la cera, el chocolate, el vidrio y el hierro, se ablandan.

Los cambios de volumen no sólo acompañan a los cambios de temperatura, sino asimismo a los de estado. Cuando un líquido hierve, o un sólido sublima, se produce una gran expansión. Los gases, que son una forma de materia mucho más diluida que los líquidos o que los sólidos, siempre ocu-

pan más espacio (y, por lo tanto, son mucho menos densos). El vapor, por ejemplo, ocupa 1.700 veces más espacio que el mismo peso de agua a 100°C y a la presión atmosférica. De ahí que precisamente debido a dicha expansión se utiliza en las máquinas de vapor. Si se fuerza al líquido a hervir en el interior de un recipiente de volumen fijo, se produce también un gran incremento de la presión. Por ello se colocan siempre válvulas de seguridad en aparatos como hervidores y ollas a presión, por si el orificio de salida principal quedara bloqueado y la presión resultante hiciese posible que estallase el recipiente.

También se da una expansión similar, aunque mucho menor, cuando un sólido se funde y se transforma en líquido, y asimismo se origina el correspondiente descenso de la densidad. De esta forma, muchos sólidos se expanden al aumentar la temperatura hasta que ésta llega a ser la de fusión, y a continuación se expanden un poco más al fundirse. El líquido, a su vez, se expande a medida que se va calentando. En el momento de la ebullición hay otra enorme expansión. El vapor resultante se expande asimismo a medida que la temperatura aumenta. La excepción más familiar a este comportamiento general es el del agua líquida. El hielo se comporta normalmente, y se expande al ser calentado, mientras permanezca sólido. Pero cuando el hielo funde, el agua resultante ocupa menos espacio que el hielo a partir del cual se ha formado, y tiene, por lo tanto, mayor densidad. El agua resultante continúa contrayéndose (con lo que su densidad va aumentando) al pasar de 0°C a 4°C. Entonces, y al igual que la mayor parte de los líquidos, se expande a medida que la temperatura aumenta. Este comportamiento peculiar del agua tiene importantes consecuencias. Así, se formará hielo en un estanque o en un lago a no ser que toda el agua se haya enfriado hasta 4°C y, entonces, cuando el estanque empiece a congelarse, se formará hielo en la superficie del agua. A no ser que todo el estanque se congele, la vida sigue bajo el hielo, a la temperatura estacionaria de 4°C. Una consecuencia menos “afortunada” es la que, si el agua congela en un recipiente cerrado, produce la expansión que se origina

cuando el agua pasa a hielo, que es menos denso, y frecuentemente ejerce una fuerza tal que es capaz de romper el recipiente. Ésta es la causa de roturas de las cañerías y de los radiadores de coche, que se descubren cuando llega el deshielo y el agua rezuma por las grietas. También esta expansión al congelarse explica la rotura de rocas que son suficientemente porosas como para permitir que el agua penetre en su interior. La expansión que acompaña a la solidificación, si bien no es muy común, no es específica del agua. También algunos metales fundidos expanden al solidificarse, y precisamente este comportamiento se aprovecha para la elaboración de los moldes de precisión que se requieren, por ejemplo, en la industria de artes gráficas.

¿SERÁ REVERSIBLE?

Cualquier ama de casa está familiarizada con el hecho de que algunas ropas de algodón coloreadas cambian de color cuando las planchan. Este fenómeno es sumamente «alarmante» cuando se observa por primera vez: aparece una mancha púrpura oscura, de la forma de la plancha, que, evidentemente, no mejora el aspecto de una blusa de color azul brillante. Pero la mancha se desvanece a medida que la blusa se enfría, y, cuando ha vuelto a la temperatura ambiente, la prenda ha recobrado su color original.

Muchos fenómenos provocados por el calor, tales como la expansión y el cambio de estado, son asimismo reversibles. Un termómetro de mercurio registrará exactamente 0°C cuando se sumerja en nieve que se está fundiendo, aunque haya estado poco antes sumergido en agua hirviente. Pero tales cambios no son reversibles instantáneamente. La velocidad a la que un objeto se enfríe o se caliente depende de la diferencia de temperatura entre el objeto y su entorno, de la cantidad de calor que el material concreto del objeto necesite para calentarse a un incremento determinado de temperatura, y de la facilidad con la que el calor atraviese tanto el material como su entorno.

No todos los cambios inducidos por el calor son reversibles. Algunas sustancias se descomponen de forma irreversible cuando son calentadas por encima de cierta temperatura; otras se combinan irreversiblemente con otra sustancia, por lo general con el oxígeno del aire.

Cuando se quema algodón o se carboniza el pan, estas sustancias se descomponen tan sólo por la acción del calor. Cuando se calientan a temperatura más alta, en presencia de aire, se combinan con éste y se queman. Se desprende energía en forma de calor y de luz, pero se necesita una aplicación de calor inicial para encender estas sustancias en el primer momento.

A veces, un incremento de temperatura aumenta simplemente la velocidad con la que se produce un determinado proceso que se desarrollaría más lentamente. La cola y las pinturas al aceite se secan con mayor facilidad en una habitación caliente que en una habitación fría. Trataremos más adelante, y con mayor detalle, la velocidad y la reversibilidad de los cambios químicos.

CONDUCTORES ELÉCTRICOS

Forma parte de nuestra cotidiana experiencia en esta sociedad basada en las aplicaciones de la electricidad, el que ésta se transmite a través de “alambres” por finos que sean. Si un alambre se rompe, no circula la corriente.

Los alambres eléctricos están fabricados con metal, y los metales son mejores conductores de la electricidad que otros tipos de sustancias. Ahora bien, diferentes tipos de alambres se comportan de forma distinta al conducir la electricidad. Todos los alambres aumentan su temperatura cuando por ellos circula una corriente eléctrica. Pero algunos metales se calientan más que otros, y, para un mismo metal, un alambre grueso se calienta menos que otro fino. Algunos llegan a ponerse al rojo vivo al cabo de un segundo, y se usan como elementos calefactores en las cocinas eléctricas. Otros alambres, muy finos, llegan a ponerse al rojo blanco, y se usan

como filamento en las bombillas eléctricas. Los alambres empleados para conducir la electricidad de un lado a otro de las viviendas deben desprender muy poco calor cuando se usan en las condiciones adecuadas, y precisamente para asegurar que el resto de los alambres no se recalienten se colocan fusibles en el circuito. Los fusibles son alambres delgados de un metal que tiene un bajo punto de fusión. El fusible se calentará más que el resto del circuito, y cuando se caliente demasiado, fundirá, con lo que se impide que la corriente siga circulando.

Pero no son sólo los metales los que conducen la corriente eléctrica. Si, por ejemplo, el agua fuese un perfecto aislante eléctrico no habría peligro de electrocutarse en el baño. En nuestra casa estamos completamente seguros de que el aire no conduce la electricidad. Sin embargo, comprobamos los efectos de la conducción eléctrica del aire cada vez que hay una tormenta.

El grado en que la electricidad atraviesa un objeto determinado depende no sólo de la naturaleza del objeto o del medio, sino también del voltaje, es decir, de la fuerza con que la electricidad es impulsada a través de un medio. Una pila de linterna, de un voltio y medio, tiene suficiente fuerza como para hacer que pase corriente eléctrica a través de una pequeña bombilla, e incluso a través de un alambre de considerable longitud. Pero una fuerza de un voltio y medio es incapaz de hacer pasar electricidad a través de una capa de agua, por fina que ésta sea. En cambio, la corriente eléctrica doméstica, que en España es de 125 o 220 voltios, es suficiente para hacer que el agua conduzca la electricidad. De ahí que se precisen sistemas de seguridad, tales como colocar los interruptores eléctricos lejos de las bañeras.

En circunstancias normales, el aire es un perfecto aislante eléctrico. Pero las nubes tormentosas, que a veces son capaces de producir algunos millones de voltios, obligan al aire a conducir la electricidad. Si ésta cae sobre otro material que sea mejor conductor eléctrico, modifica su recorrido. Un pararrayos de metal es ideal, pero también los árboles y los

edificios facilitan a la electricidad un camino más fácil que el aire.

¿QUÍMICA REAL?

Hasta ahora hemos estado considerando principalmente las formas en que las materias individuales se comportan cuando son tratadas de diferentes modos. Ahora bien, para la mayor parte de la gente, la química empieza sólo cuando se mezclan sustancias.

Fácilmente suponemos lo que ocurre al mezclar dos sólidos pulverulentos. Podemos emparejarlos de entre la lista siguiente: detergentes, polvos de talco, harina, limaduras de metal, pimienta, sal, arena, polvo, hollín, azúcar, cenizas, etc. Por más que mezclemos los dos sólidos, no observamos nada apreciable. Incluso es posible que sea fácil separar los dos sólidos mezclados, o quizá sea muy difícil, pero en ningún caso ha ocurrido nada espectacular. En ocasiones es posible, de hecho, conseguir que dos sólidos reaccionen entre sí, pero, normalmente, deberemos calentarlos. Suponemos asimismo lo que ocurre cuando se hace circular un gas a través de otro, como, por ejemplo, cuando una cafetera está hirviendo en una habitación: los gases se mezclan totalmente.

Comportamientos más variados se constatan cuando se mezclan líquidos y sólidos. La sal y el azúcar son solubles en agua. Pequeñas cantidades de ambas sustancias se disuelven en agua sin dejar rastro, aunque es fácil gustar la diferencia entre el agua original y las dos soluciones. Un disolvente para limpieza en seco disolverá de forma similar las grasas. Se obtienen reacciones más complicadas cuando se añade al agua sal de frutas, o polvos de limonada (“sidral”). Evidentemente, el sólido desaparece, y, por el gusto, podemos notar que algo del sólido se ha disuelto en agua. Pero también podemos ver que se han formado burbujas de gas. Muchos sólidos, como el hierro y la madera, son insolubles en agua. Cuando los colocamos en agua flotan o se hunden, depende de que sean más o menos densos que el agua.

Una pareja de líquidos es susceptible de presentar el mismo tipo de comportamiento que un sólido y un líquido juntos. Así, la ginebra y el agua originan una mezcla incolora que, por su apariencia, es imposible distinguir de sus componentes originales. Si los líquidos son completamente miscibles, pero uno de ellos está coloreado, frecuentemente su adición al líquido incoloro no cambia el color, pero sí la intensidad, de la misma forma que el color del whisky palidece cuando se le añade agua. No obstante, en ocasiones, su color cambia: cuando se añade mucha agua de zumo de grosellas negras o de arándanos, su color púrpura rojizo se vuelve no sólo más pálido, sino notablemente azul. Algunas parejas de líquidos son casi totalmente inmiscibles entre sí. Cuando se mezclan y se agitan forman dos capas, como el aceite en agua, o quedan mezclados, durante un tiempo, en forma de emulsión opaca, como la mayonesa. Algunos líquidos se mezclan sólo parcialmente entre sí. Es posible obtener una mezcla transparente si se añaden unas gotas de determinados detergentes a mucha cantidad de agua, o viceversa. Si se añaden cantidades aproximadamente iguales de ambos líquidos se obtiene una lechosa emulsión opaca. Las causas que originan que exista tanta variedad de comportamientos se estudiarán en este libro.

Los métodos experimentales descritos hasta aquí son extraordinariamente simples. Algunos se basan tan sólo en la aplicación de calor, de fuerzas mecánicas o de energía eléctrica a un único material; otros métodos requieren la mezcla de dos o más sustancias. Pero estas técnicas se hallan en la base de la química moderna. Como se verá en el próximo capítulo, la complejidad de las investigaciones de laboratorio, comparadas con la experiencia cotidiana, se deriva principalmente de la progresiva precisión con que se realizan y describen los experimentos y observaciones.

III. AMPLIANDO LOS SENTIDOS

El hombre, a lo largo de los siglos, ha mejorado su conocimiento científico con la ayuda de un gran número de dispositivos diseñados para conseguir ampliar el horizonte de sus sentidos. Los avances científicos inmediatos que resultan de la aplicación de un único invento pueden parecer poco impresionantes. Una lupa de escasa potencia nos permite ver la forma de un cristal, o la anatomía de una flor o de un insecto, con sólo algo más de precisión con la que lo hemos visto a simple vista. Pero su descendiente, el microscopio, nos abrió áreas de la biología con las cuales previamente no se podía ni soñar.

MEJORANDO LA VISIÓN

Nuestro sentido de la vista, si bien es muy versátil, tiene importantes limitaciones. Una visión eficaz requiere no sólo que el ojo, el nervio óptico y el cerebro estén en buenas condiciones, sino que el objeto que se observa no sea demasiado pequeño, no se halle excesivamente lejos, no se mueva con mucha rapidez y esté iluminado con luz visible que no sea ni demasiado tenue ni excesivamente brillante. También se dan limitaciones en los procesos mentales con los que actúa nuestro sentido de la vista. Una visión consciente requiere la selección entre infinidad de imágenes formadas en la retina. Además, estamos normalmente más dispuestos a observar las cosas que esperamos ver o que nos interesan de forma particular. Uno de los problemas principales del trabajo científico estriba en la tendencia a que las observaciones realizadas se interpreten en el sentido de que den adecuada respuesta al problema que debemos resolver. La aguja de un medidor señala aproximadamente el centro entre los valores 2 y 3. Puede tenerse la fuerte tentación de anotar que la lectura es 2,

basándose en que los resultados parece que están dando unos valores algo altos, lo que nos hace pensar que han de reducirse hasta un nivel más razonable; quizá parece que la aguja se decanta un poco hacia el 2. ¿"Alto" y "razonable" bajo qué punto de vista? Si sentimos esta tentación, por leve que sea, debe uno oponerse a ella con todas sus fuerzas.

Una consecuencia de la selectividad de la visión es la extraordinaria capacidad de fallo que en cuanto a la memoria visual tiene la mayor parte de la gente. Si intentamos ayudar a la policía a recuperar una bicicleta robada, quedaremos asombrados cuando pretendamos cumplimentar el detallado cuestionario con el que hemos de describir el aspecto y la estructura de la bicicleta. Esto constituirá una penosa experiencia. ¿Nos hemos fijado realmente en qué tipo de pedales tenía, o lo hemos olvidado por completo?

La visión, al igual que otros sentidos, nunca se puede compartir. Dos personas que simultáneamente observan la "misma" escena la verán desde dos ángulos algo distintos, y lo más probable es que perciban muy distintos aspectos de dicha escena. E incluso si ninguno de los dos observadores es ciego a los colores, ¿cómo podemos afirmar que la luz que le llega a una persona desde el objetivo observado produce el mismo efecto en su retina que en la de la otra persona? Todo el proceso de la visión, como es fácil comprobar, es algo muy personal. ¿Cómo nos ayuda la tecnología?

Mediante el uso de lentes, prismas y espejos planos o curvados, los rayos de luz se desvían de su trayectoria lineal. Combinando de una forma determinada diversos componentes ópticos, los rayos de luz se curvan y reflejan de tal forma que la eficiencia y el rango de dimensiones que el ojo humano observa se incrementa de forma muy notable. Los objetos distantes, desde los cantantes de ópera hasta los planetas lejanos, se ven de forma más precisa con instrumentos ópticos que a simple vista. El microscopio nos permite contemplar los núcleos de las células vivas y otros objetos que son más de 1.400 veces más pequeños que las cosas que detectamos sin ayudas con nuestra visión.

¿Sería posible guardar las sensaciones visuales de modo que se pudieran utilizar más adelante, para mejorar las deplorables deficiencias de nuestra memoria visual, y quizás incluso compartir nuestras sensaciones con otros observadores? A nosotros nos es posible, por supuesto, fotografiar cualquier objeto. Si la fotografía es observada por mucha gente desde la misma posición, o por dos personas en asientos contiguos en el fondo de una habitación muy grande, la luz que llega a sus ojos será aproximadamente igual, puesto que recibirán la misma luz procedente de la fotografía, o de la diapositiva.

La contribución de la cámara de fotografiar, en lo que se refiere tanto a la memoria visual como a la posibilidad de compartirla, es de gran valor, si bien lo que se almacena o comparte es la representación visual de una escena, pero no la escena misma.

El equipo fotográfico obtiene a veces fotos de situaciones que no es factible que observe adecuadamente el ojo humano. Los objetos que se mueven con excesiva rapidez, tanta como para ser visibles a simple vista, pueden, sin embargo, fotografiarse perfectamente. Un caballo es capaz de correr tan velozmente que no se vean sus patas. Tanto es así que el movimiento de un caballo al galope es tan complejo que durante mucho tiempo desafió a los análisis. (Antes de que fuese posible controlar el movimiento con una cámara de gran velocidad, los caballos al galope se dibujaban con sus cuatro patas extendidas simultáneamente, como en los tradicionales tiovivos.)

Las cámaras nos permiten asimismo observar los efectos que algunas formas invisibles de radiación tienen sobre los objetos. Los rayos X interaccionan con la materia de una forma parecida a la luz, si bien son de mayor energía y, por lo tanto, más penetrantes. El músculo humano es moderadamente transparente a los rayos X, los huesos lo son menos y el sulfato de bario (que se usa cuando se desea obtener radiografías del sistema digestivo) es casi opaco. Aunque la visión humana no es capaz de detectar los rayos X, éstos afectan a la película fotográfica monocromática de la misma forma que

lo hace la luz, y, por lo tanto, es posible obtener fotografías de rayos X.

La fotografía nos permite también observar tipos de radiación infrarroja, que tiene demasiada poca energía como para ser detectada por el ojo. En cambio, es posible obtener imágenes visuales, tanto en película monocromática como en color, utilizando una película que reaccione a la radiación infrarroja. De la misma forma que las fotografías que hemos hecho empleando la luz visible, las obtenidas con los rayos X o con la radiación infrarroja se consideran como representaciones visuales del objeto. Se reconoce un fémur humano cuando lo vemos en un esqueleto, o bien en una pierna dislocada, o representado mediante una película de rayos X. Una fotografía infrarroja de un árbol, tomada de noche, nos llega a parecer fantasmagórica y poco familiar, pero el árbol tiene la misma forma que si lo hubiéramos fotografiado de día, y en la misma posición, utilizando película que respondiera sólo a la luz visible.

Los objetos se pueden "iluminar" con haces de electrones y fotografiarlos mediante un microscopio electrónico, que consigue unas amplificaciones de más de 96.000 veces. Con este procedimiento es factible "observar" objetos cuyas dimensiones son del orden de 0,000 000 000 5 metros.

La mayor parte de la gente encuentra dificultades en juzgar qué intensidad tiene una determinada luz. Así, la iluminación de un pasillo oscuro puede parecer muy brillante a alguien que llega de la oscuridad, pero demasiado oscura para quien venga de una habitación más iluminada. De ahí que la mayor parte de los fotógrafos prefieren medir la intensidad de luz mediante un fotómetro, en lugar de fiarse de sus juicios subjetivos. Conocen qué intensidad tiene la luz viendo cuánto se desvía una aguja sobre una pantalla. En este caso, el objeto que están observando no es, en ningún sentido, la representación del fenómeno que observan; la aguja podría estar en la misma posición tanto si el fotómetro enfoca un edificio iluminado en un día oscuro como si enfoca una pared negra en un día soleado. El observador sólo conoce la posición de la aguja, es decir, lo que indica el brillo de la luz

que entra a la parte sensible de su fotómetro. Por lo tanto, cuando un fotógrafo emplea un fotómetro, una pequeña parte de su sentido de la visión mejora notablemente en cuanto a precisión, mientras que los restantes aspectos se encuentran, momentáneamente, "fuera de servicio".

A pesar de las impresionantes contribuciones que la tecnología ha proporcionado a la ampliación de nuestro sentido de la vista, quedan aún importantes limitaciones. No olvidemos que cualquier dispositivo que ayuda a mejorar la gama de fenómenos observables introduce su propio error. Así, sólo es factible almacenar parcelas de luz en forma de representaciones, e intentar suprimir las respuestas subjetivas introduciendo una automatización muy compleja que puede "cegar" al observador. En los problemas científicos, la respuesta emocional a los datos de los sentidos es probablemente menor que en muchos otros campos de actividad, pero no es totalmente despreciable. De modo que ha de tenerse mucho cuidado, tanto en el proyecto como en la ejecución del trabajo científico, con el objeto de confinar los factores subjetivos a las partes creativas del estudio, y excluirlos, con la mayor seguridad, cuando recopilemos información.

Cualquier intento de memorizar observaciones debe ser siempre firmemente desaconsejado. Es mejor obtener la información de modo que se almacene de forma correcta. No constituye, por lo tanto, un buen procedimiento el preguntarse a uno mismo, al cabo del tiempo, lo larga que era una determinada vela, su grosor, peso, etc., o si era más brillante que otra que había ardido tres semanas antes. La misión del científico estriba en tratar este tipo de cuestiones de una forma más eficaz, intentando calibrar los datos que le interesan.

REEMPLAZAR LOS ADJETIVOS POR NÚMEROS

Muchos adjetivos, tales como *grande, pesado, caliente* y *rápido,* aparecen en el vocabulario de los niños más pequeños. La forma en que el niño usa estas palabras depende de

su edad y de su experiencia previa. Normalmente se emplean en forma comparativa. Un niño que haya crecido junto a un perro pequinés, dirá, probablemente, que uno de aguas es “grande”, mientras que otro niño que haya jugado con un perro labrador no establecerá tal comparación.

Un niño de corta edad describirá a cualquier adulto con la palabra “grande” (comparado consigo mismo), mientras que un niño algo mayor empleará el adjetivo de forma más precisa, de modo que distinguirá que algunos adultos son mayores que otros. Notará asimismo que ciertos adultos son “grandes” debido a su altura, mientras que otros lo son por su cintura. En estos casos, el concepto de tamaño ha sido dividido en dos partes: una longitud de arriba a abajo y una longitud alrededor del cuerpo. En la mayor parte de los niños, la primera experiencia de medida es la de su propia altura cuando se registra ésta con marcas en una pared o en una puerta.

Cuando medimos alguna cosa, realmente estamos haciendo una comparación. La medida de una longitud es simplemente una descripción útil de características generales: «más largo que esto, pero más corto que esto otro». Supongamos que, empleando una cinta métrica, medimos la altura de un niño y resulta que ésta es de 104 centímetros. Esto es así si hemos comparado la distancia desde el suelo a la marca con dos longitudes de cinta: una que marca 104 centímetros, y que se ha visto que era algo corta, y otra que marca 105 centímetros y que era algo larga. De hecho, hemos comparado la distancia desconocida con una cinta imaginaria cuya longitud era intermedia entre las otras dos. Esta cinta imaginaria, marcada con 104,5 centímetros, era asimismo algo más larga que la distancia que deseamos medir. Por lo tanto, nuestra distancia desconocida se encuentra entre 104 y 104,5 centímetros. Como nuestra cinta está marcada sólo en centímetros enteros, podemos decir que la altura del niño es de 104 centímetros, indicando así que la distancia desconocida se halla más cerca de esos 104 centímetros que de 103 o 105, o que la distancia desconocida es más larga que la longitud de una cinta imaginaria marcada con 103,5 centímetros, pero más corta que la cinta imaginaria marcada con 104,5 centímetros.

Supongamos que este mismo niño ha sido medido muchas veces en un día, quizá por diferentes personas, en distintas puertas y usando diversas cintas métricas. ¿Se registrará la misma medida de la altura en todas las ocasiones? Podemos dividir las posibles fuentes de variación en dos clases: las debidas al proceso de dibujar una línea, sobre la puerta, que represente la altura del niño, y las debidas al proceso de medir la distancia desde el suelo a la línea en cuestión. Las variaciones de la segunda medición son exactamente las mismas que si la línea que se ha dibujado representara la altura de un objeto rígido rectangular, como un tablón, en lugar de un niño. Si las cintas fuesen idénticas, los suelos horizontales y todas las puertas estuvieran dispuestas en plano vertical, cualquier persona con visión normal estaría probablemente de acuerdo en que la distancia de la línea desde el suelo se encuentra entre 103,5 y 104,5 centímetros. Sin embargo, si el suelo fuese irregular, sería importante medir la distancia con la puerta abierta en el mismo ángulo con que fue trazada la línea de la altura. Por otra parte, la línea concreta que dibujemos para medir la altura del niño llega a tener una considerable imprecisión: el niño puede estar más o menos estirado, o apoyar su cabeza con distintos ángulos, según la ocasión, y cabe que tenga una cabellera encrespada que requiere que, cada vez, se la comprima antes de marcar la línea de su altura. Si se mide al niño en cada puerta de la vivienda, es muy posible que alguna de las líneas registre distancias, desde el suelo a la marca, más próximas a los 103 centímetros, o a los 105 centímetros, que a los 104, especialmente si las líneas han sido trazadas por distintas personas. Diremos, entonces, que en la mayor parte[5] de las medidas la altura del niño es de 104 centímetros, con la aproximación de un centímetro.

Evidentemente, las longitudes no tienen por qué ser en línea recta. Podemos medir la circunferencia de un cilindro del mismo modo que su altura, puesto que, midiendo con la cinta

[5] Un estadístico definiría lo que entiende por “la mayor parte” en cada caso particular (podría querer decir “más del 67%”, o bien “más del 90%”).

en distintas posiciones la circunferencia del cilindro, tomaremos la medida más corta, que será la de la circunferencia, en lugar de otras más largas, que serían elípticas u oblicuas. El problema de medir la longitud de la cintura de una persona es, sin embargo, más complejo que el de medir su altura. En primer lugar, el talle es difícil de definir o de localizar exactamente. ¿Y cuán apretada debe estar la cinta? Una cinta poco apretada nos dará un valor de la cintura mayor que otra cinta más ajustada. Pero si se oprime demasiado la cinta métrica, el valor que se obtiene es posible que sea artificialmente pequeño, por uno o dos motivos: si apretamos la cinta podemos alterar la verdadera dimensión de la cintura que intentamos medir, o bien estiraremos la cinta de tal forma que la distancia entre marcas sucesivas sea algo mayor de lo que era antes. Las dificultades que en un concreto proceso de medida se dan son susceptibles de que se altere el objeto que está siendo medido, el instrumento de medida, o ambos a la vez, es decir, son inherentes a todas las mediciones. Por suerte, cabe que se ignoren en casi todos los casos.

Para una medida privada del crecimiento del niño, no es importante el que tal medida se exprese en centímetros, o en pulgadas, o en cualquier otra unidad arbitraria, tal como la longitud del cuadrado de un tablero de ajedrez. Pero si tenemos que comentar con otra persona la altura del niño, las unidades arbitrarias no nos serán útiles. Es mejor, en consecuencia, disponer de unidades "estándar" de longitud y que, preferiblemente, sean las mismas en todo el mundo. A lo largo de los siglos se conservaban, con sumo cuidado, distintas barras de metal de longitudes "estándar" que se empleaban como medida. Así, el codo (basado en la distancia entre el codo y el extremo de los dedos), o el metro (que se obtuvo a partir de medidas geográficas). Las reglas y las cintas métricas de uso cotidiano eran copias de estas barras originales, con las oportunas subdivisiones. En el mundo de hoy, la unidad de longitud "estándar" es, con mucho, el metro, si bien hoy se define en términos no de la longitud de una determinada barra, sino de la onda de energía desprendida por un cierto tipo de átomo del gas noble criptón, cuando éste se

excita de una determinada forma. Esta longitud de onda es constante e independiente del lugar del mundo donde se mida. Por el contrario, la longitud de una barra “estándar” es susceptible de variar, aunque sólo sea ligeramente, con la temperatura de la barra, e incluso con la forma en que esté sostenida.

Cuando se mide una longitud en el laboratorio, las divisiones de la escala serán normalmente mucho más pequeñas, y grabadas de una forma mucho más fina que las marcas de una cinta métrica doméstica. A veces son tan pequeñas y finas que solamente es posible leerlas si se utiliza un dispositivo amplificador. No obstante, el proceso básico de lectura es el mismo en el laboratorio o en casa. Y, asimismo, los problemas son idénticos: definir exactamente qué longitud queremos medir; comparar esta longitud con un conjunto de longitudes conocidas, de forma que se produzca la menor perturbación en ellas; repetir la medición muchas veces en distintas condiciones, y expresar los resultados en la forma de que «un determinado porcentaje de los valores obtenidos es más largo que este número, pero más corto que este otro». El grado de aproximación entre las divisiones se indica en la forma en que sea anotada la medida. Cuando decimos que una tarjeta postal mide catorce centímetros de longitud, indicamos que ésta se halla más cerca de los 14 centímetros que de los 13 o de los 15, es decir, que se encuentra entre 13,5 y 14,5 centímetros. Pero si decimos que tiene una longitud de 14,0 centímetros, indicamos que su longitud se halla entre 13,95 y 14,05 centímetros. En el primer ejemplo, solamente podíamos hablar de las longitudes con la precisión de un centímetro, mientras que en el segundo definimos longitudes con la precisión de décimas de centímetro.

Evidentemente, la longitud no es la única característica de un objeto que se describe mejor con números que con palabras. El objeto tiene también volumen, masa, densidad y temperatura, y estas propiedades se describen asimismo numéricamente. Los principios involucrados en la medición de las referidas características son los mismos que hemos

comentado antes al hablar sobre la medida de longitudes, si bien los detalles de medida son algo distintos.

La idea de longitud se usa para definir algunas otras características. Así, las superficies se expresan como fracciones, o múltiplos, de un cuadrado “estándar’’ las longitudes de cuyos lados sean de un metro. De la misma forma se comparan los volúmenes con el volumen de un cubo cuyos lados miden un metro de longitud. Sería sumamente aburrido, por no decir inexacto, registrar el volumen de un líquido vertiéndolo en cubos vacíos de distintos tamaños, para encontrar qué pareja de cubos posee volúmenes “sólo algo menores que” y “sólo algo mayores que” la cantidad de líquido que tenemos. Se mide mejor el volumen en un recipiente de sección constante (normalmente circular); se registra la altura de la columna de líquido y ésta se multiplica por el área de la sección del recipiente, obteniendo así el volumen del líquido. Normalmente, este proceso ya ha sido efectuado en los talleres del fabricante, que ha marcado una serie de divisiones en el recipiente de medida y las ha rotulado directamente en volúmenes. El uso de un cilindro de medida de este tipo es de gran utilidad para la estimación del volumen simplemente de forma visual La comparación visual de dos volúmenes de líquido es sumamente difícil, a no ser que los contenedores tengan una forma similar.

¿CUÁNTO PESA?

Los procedimientos de medida de tamaños, sean éstos longitudes, áreas o volúmenes, se consideran como refinamientos y ampliaciones de nuestro sentido de la visión. Los métodos de pesar un objeto son, de forma similar, ampliaciones de nuestro sentido cinestésico. Es imposible adivinar el peso de un sólido opaco simplemente observándolo: cabe que tenga una concavidad dentro, o que no la tenga. Si la tiene, acaso esté llena de aire o de plomo. Estrictamente hablando, el peso no es una propiedad específica de un objeto.

Cuando decimos que un objeto es más pesado que otro, indicamos que la Tierra lo atrae de forma más intensa. Si llevamos ambos objetos a la Luna, el mismo objeto sería el más pesado, porque también la Luna lo atraería siempre con mayor fuerza. El peso es, pues, la fuerza de atracción que actúa entre el objeto y el cuerpo celeste que tiene más cercano, es decir, la fuerza gravitatoria.

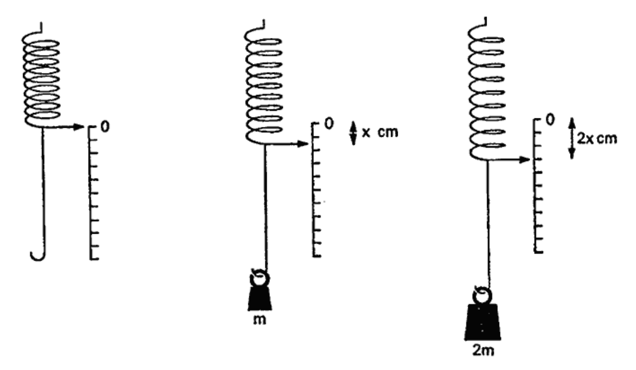


Fig. 6. Una balanza de resorte. La extensión del resorte es proporcional a la masa que se le suspende.

Es posible comparar dos fuerzas gravitatorias empleando un dinamómetro (véase figura 6) para detectar las extensiones que producen los cuerpos sobre un resorte cilíndrico de metal. Este dispositivo añade precisión a nuestro sentido cinestésico, aunque produce una respuesta visual, en la forma de la longitud con que el resorte se extiende bajo la acción de un peso determinado. Como un peso de 10 gramos en la Tierra extiende un resorte aproximadamente igual que un peso de 60 gramos en la Luna, se deduce que 10 gramos de peso en la Tierra significan "más peso" que 50 gramos en la Luna (véase figura 7).

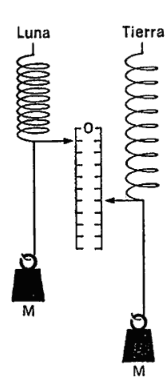


Fig. 7. La extensión de un resorte depende de la atracción gravitatoria del planeta y de la masa que tiene suspendida.

Sin embargo, lo que queremos es describir la cualidad propia del objeto que hace que la Tierra, o la Luna, lo atraigan con un determinado valor de fuerza. Si la gravedad, o cualquier otra fuerza, actúa sobre un objeto inmóvil, éste se moverá a no ser que exista otra fuerza que se oponga exactamente a la primera. Cuando un jugador de hockey sobre hielo golpea un disco inmóvil, éste empieza a moverse: se ha acelerado el disco puesto que su velocidad se ha incrementado desde el valor cero inicial. Si el disco fuese más pesado, tendría que haber sido golpeado con más fuerza para darle la misma aceleración. Si se le hubiera golpeado con la misma fuerza que el primero, el disco más pesado habría experimentado menos aceleración. Como el hockey sobre hielo se juega sobre un terreno absolutamente horizontal, la fuerza de la gravedad terrestre, que actúa verticalmente, no tiene ninguna repercusión sobre el movimiento del disco. Por lo tanto, la Tierra no es "responsable" del hecho de que el disco más pesado sea también más lento. La relación entre la fuerza que se necesita para proporcionar a distintos objetos una aceleración determinada fue obtenida por Newton. Encontró que, para un objeto determinado, la relación entre la fuerza aplicada y la aceleración obtenida es constante. A dicha constante denominó *masa* del objeto. Así, escribimos:

fuerza = masa × aceleración

Considerando de nuevo la cuestión del peso como la fuerza con la que un objeto es atraído por la Tierra, o por la Luna, podemos escribir la expresión anterior de esta forma:

peso = masa × (aceleración debida a la gravedad)

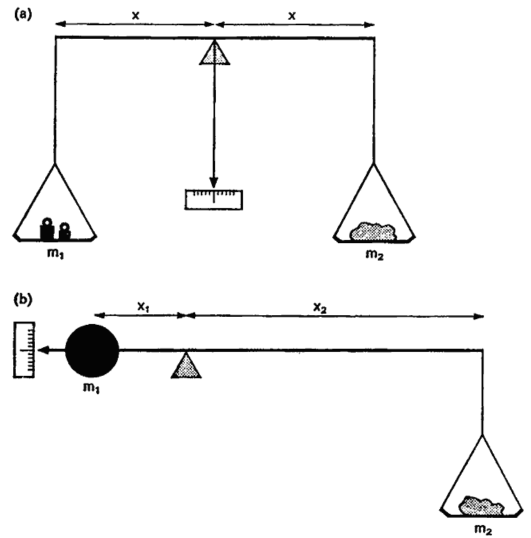


Fig. 8. (a) Balanza de dos platillos. La barra que está sostenida por su punto medio permanecerá horizontal cuando $m_1 = m_2$. (b) Balanza de un solo platillo con contrapeso. Se ajusta la relación de distancias x_1 y x_2 hasta que la barra permanezca horizontal. En esta posición, $m_2 = m_1 x_1/x_2$.

Si comparamos los pesos de dos objetos, estamos también comparando sus masas, puesto que la aceleración causada por la gravedad es la misma en cada caso. Esta condición es absolutamente cierta si los objetos se hallan en el mismo lugar. Normalmente se comparan los pesos usando balanzas, cuyo fulcro está casi siempre, pero no siempre, en el centro de la barra superior (véase figura 8). El brazo se mantiene horizontal cuando el producto del peso de un objeto

por su distancia al fulcro es el mismo para cada lado. Se obtiene una respuesta visual, normalmente del tipo sí/no, que responde a la cuestión «¿Es más pesado el objeto de la derecha?». Otras balanzas, más complejas, ofrecen una respuesta digital, y ésta nos da la masa que necesitamos añadir a un lado de la balanza para lograr que el brazo quede horizontal. Si la masa de uno de los objetos es una fracción, o un múltiplo, de una buena copia de un modelo normalizado de masa, podemos asegurar que hemos medido la masa del objeto con una precisión que dependerá de la sensibilidad de la balanza y de la impresión de la masa "conocida".

La unidad internacional de masa es el kilogramo, que es la masa de un determinado modelo de metal que se conserva en Francia. A causa de que es posible que se evapore algo de metal, si bien de una forma extraordinariamente lenta, el valor del kilogramo cabe que vaya decreciendo gradualmente; de ahí que sería preferible definir la masa en términos de algún fenómeno atómico, análogamente al metro "estándar", si bien por ahora no se ha aceptado esta normalización.

Los químicos emplean el concepto de masa para indicar la cantidad que se tiene de una sustancia (por ejemplo, una muestra de 2,5 gramos de agua pura) y la composición de una mezcla de sustancias (por ejemplo, una disolución de 1 gramo de yodo en 100 gramos de alcohol). La medición de la masa y del volumen nos permitirá calcular el valor de la densidad. Por otra parte, la masa entra, asimismo, en la medición de otras cantidades más complejas.

EL PASO DEL TIEMPO

Hay mucha gente que casi nunca mide longitudes ni pesos, pero que ordena sus vidas alrededor de un tipo concreto de medida: la del paso del tiempo. En su nivel más básico, la estimación del tiempo depende de necesidades fisiológicas primarias. Así, decimos si ha pasado o no mucho tiempo desde que comimos o dormimos por última vez.

Durante muchos milenios, el paso del tiempo se midió con referencia a nuestra constatación visual del movimiento de los planetas: la longitud del día y de la noche, o del mes lunar, o del período entre dos solsticios de verano. Con mucho ingenio y auxiliados por la técnica, los científicos han construido medidores del tiempo que indican incluso unas subdivisiones extraordinariamente pequeñas. La información se recibe en forma visual: la longitud y posición de una sombra, el ángulo entre las dos manecillas de un reloj, o una determinada combinación de números. Sin embargo, los dispositivos que miden el tiempo son susceptibles de hacer uso de otros sentidos distintos a la visión. Los metrónomos producen un tic-tac, los relojes pueden tañer campanadas, y un ciego detecta por el tacto la posición de las agujas de su reloj.

Podría parecer que un químico, cuyo objetivo principal es la materia, estuviera menos interesado en las mediciones del tiempo que, por ejemplo, en las de volumen o de masa. Sin embargo, como veremos en el capítulo 17, a los químicos no sólo les importa el proceso de las diferentes sustancias, sino también con qué velocidad lo realizan. Anteriormente hemos introducido la idea del tiempo cuando estudiábamos el concepto de peso, que expresábamos como el producto de la masa de un cuerpo y la aceleración causada por la gravedad. Dado que la aceleración es el ritmo que cambia la velocidad con el tiempo, y ésta es el ritmo al que oscilan las distancias recorridas con el tiempo, no podemos interpretar las medidas de peso en términos de masa si no hemos medido también la aceleración gravitatoria, la cual depende de medidas de longitud y de tiempo. Conforme las determinaciones científicas se hicieron cada vez más precisas, se observó que la vibración de los cristales de cuarzo variaba menos a lo largo del tiempo que las mediciones basadas en las observaciones celestes. Los cristales, sin embargo, eran imprecisos si se los comparaba con los períodos de vibración de ciertos átomos. De ahí que se constatara que las vibraciones atómicas nos dan una más precisa medida del tiempo que el movimiento de la Tierra alrededor del Sol.

MEDIR LA TEMPERATURA

Es mucho más difícil comparar dos temperaturas que comparar longitudes, pesos o períodos de tiempo. El uso de nuestro sentido del tacto se limita a temperaturas situadas entre unos –5°C y 60°C, y nos puede engañar fácilmente. ¿Ha probado el lector de colocar primero una mano —digamos la izquierda— en agua caliente, y la otra en agua fría, y después introducir ambas en un recipiente con agua templada? La mano derecha envía un mensaje al cerebro diciéndole que el agua del recipiente está fría. La mano izquierda envía simultáneamente otro mensaje indicando que el agua está caliente.

A no ser, así, que un objeto, como un trozo de metal, esté tan caliente que aparezca luminoso, el uso directo del sentido de la visión resulta de poca utilidad para informamos de la temperatura a que puede encontrarse un objeto (no obstante, es mejor que nada: un baño humeante, por ejemplo, nos indica que está demasiado caliente para sumergimos en él). Pero no olvidemos que la determinación precisa de la temperatura es esencial en muchos trabajos científicos, mientras que otras mediciones, menos exactas, de temperatura son normalmente útiles en casa y en el hospital. La temperatura de una sustancia, sin embargo, afecta bastante a su comportamiento. Por ello, si podemos medir alguna de sus propiedades que varíe de una forma conocida a causa de la temperatura, utilizaremos esta propiedad como base de una escala de temperaturas. Una propiedad de este tipo es la que se refiere al volumen de un gas. Esta cantidad se determina fácilmente y se utiliza para establecer una escala de temperaturas, siempre que podamos fijar como “estándar” una temperatura determinada.

Hemos visto que la temperatura de un líquido hirviendo, en contacto con su vapor, permanece constante. El valor concreto de temperatura a la que un determinado líquido hierve depende de la presión de la atmósfera: cuanto más baja sea la presión, más fácil es para el líquido hervir, y, por lo tanto, la temperatura a la que hierve será menor. De la

misma forma, la temperatura a la que las formas sólida y líquida de la misma sustancia pueden coexistir simultáneamente depende sólo de la presión. A las presiones normales, el hielo y el agua coexisten a 0°C. En unas condiciones muy precisas, una sustancia existe a veces simultáneamente en formas sólida, líquida y gaseosa, hallándose las tres formas en contacto entre sí, aunque tal fenómeno sólo se produce a una determinada presión y temperatura. Si se cambia la presión, una de las formas cambiará hacia la otra, de tal modo que estén presentes a la vez dos de ellas. Así, si tenemos las tres formas presentes simultáneamente, la temperatura tendrá un único valor que resulta imposible cambiar. El punto fijo de la escala de temperaturas aceptado por todos es aquel en el que el hielo, el agua y el vapor de agua coexisten.

Los termómetros de gas, con los que se miden, para damos información sobre su temperatura, volúmenes de gases, no son muy recomendables para el uso cotidiano o para los laboratorios. Se ha visto que muchos líquidos se expanden, al calentarse, de tal forma que su volumen aumenta regularmente al incrementarse la temperatura. Si un líquido opaco o coloreado, como el mercurio o una disolución de un colorante en alcohol, se dispone en un tubo transparente de sección uniforme, cualquier variación de temperatura produce el correspondiente cambio de la longitud de la columna de dicho líquido. La escala de calibración para convertir las longitudes observadas a distintas temperaturas del líquido se basa en el efecto que el cambio de temperatura ejerce sobre el volumen de un gas. No obstante, es posible, para medir temperaturas, recurrir a otras propiedades que no tienen ninguna relación con el volumen, siempre que sea factible observar cambios en la propiedad de que se trate y varíen con la temperatura según una relación previamente conocida. Una propiedad de este tipo es, por ejemplo, la conductividad eléctrica del platino.

Cuando se miden temperaturas, se ha de evitar cuidadosamente cambiar, en el momento de realizar la medición, la temperatura que se desea medir. El riesgo que existe es muy parecido al que se produce al apretar demasiado la cinta

métrica alrededor de la cintura. Si se coloca un termómetro frío en un líquido caliente, algo del calor del líquido pasa al termómetro, y, por lo tanto, el líquido se enfría algo en este proceso. Cuanto mayor sea la cantidad de líquido, tanto menor será la reducción de temperatura. Incluso si se emplea un voluminoso termómetro, el efecto de enfriamiento será, probablemente, excesivamente pequeño como para afectar a una medición determinada. No obstante, la posibilidad de desencadenar una notable perturbación debe tenerse siempre en cuenta.

CANTIDADES MÁS COMPLEJAS

El pesaje, la medición de una longitud, la determinación del tiempo y el registro de una temperatura son, probablemente, las situaciones más comunes en las que los números reemplazan a los adjetivos. No sólo son éstas las formas más familiares de medida en nuestra vida cotidiana, sino que se constituyen en las bases de la mayor parte de otras mediciones más complejas. Podemos, como ejemplo, pensar en la medida de la presión del neumático. En un garaje, la presión del aire de un neumático viene indicada por el movimiento de una aguja sobre un cuadrante. En el interior del elemento medidor hay, normalmente, un tubo vacío enrollado que se desenrolla algo cuando se inyecta aire en su interior y entonces se mueve la aguja sobre el cuadrante. El tubo enrollado, de metal, es muy similar a los espantasuegras de papel que se venden en las verbenas. El cuadrante ha sido calibrado marcando la posición de la aguja cuando se conectaba el medidor a distintas fuentes de aire comprimido, cuya presión se conocía porque se midió empleando el aparato mostrado en la figura 9. La presión del aire es suficiente como para soportar una columna de mercurio de una longitud determinada y, además, la presión de la atmósfera. La fuerza con que la Tierra atrae la columna de mercurio depende de la aceleración debida a la gravedad, y de la masa del mercurio. Ésta, por su parte, depende de la densidad del mercurio, de la lon-

gitud de la columna de líquido y de la sección del tubo. La presión se define como la fuerza que actúa sobre la unidad de área, y, por lo tanto, esta presión es en sí misma independiente del área del tubo.

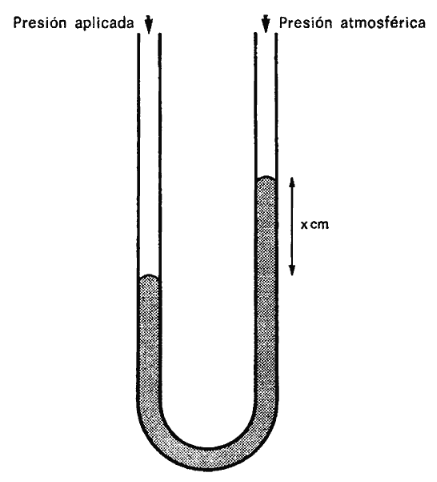


Fig. 9. Manómetro de tubo en U para medir diferencias de presión. En la figura, la diferencia de presiones es la presión ejercida por una columna de mercurio cuya altura es de *x* cm.

Ahora bien, la presión que medimos compensa la suma de la presión de la columna de mercurio y la presión atmosférica. Necesitamos, en consecuencia, conocer la presión de la atmósfera, para lo cual se emplea el aparato que se muestra en la figura 10, que nos facilita la longitud de la columna de mercurio que la atmósfera es capaz de sostener. El espacio que hay en el extremo cerrado del tubo está vacío, si bien no con un vacío total: algo del mercurio líquido puede haberse vaporizado y ocupar este pequeño espacio. En este caso, la cantidad de mercurio que puede haberse vaporizado será mayor cuanto más alta sea la temperatura. Si pretendemos una medición muy precisa de la presión atmosférica, necesitamos conocer la presión del vapor de mercurio que se ha formado en contacto con el mercurio líquido a cierta temperatura. Esta operación requiere asimismo, por lo tanto, la

medición de la temperatura. La presión de la atmósfera, y de las fuentes de aire comprimido empleadas en la calibración, se expresa así numéricamente, en términos de una determinada fuerza que actúa sobre un área dada a una temperatura determinada. El área se expresa en términos de longitudes y la fuerza en términos de masas, longitudes y tiempo.

Ningún fabricante en su sano juicio se preocuparía de la presión del vapor de mercurio si tuviera que fabricar tan sólo medidores de presión que estuviesen destinados a medir presiones de neumáticos. El efecto es demasiado pequeño como para ser detectado con estos imprecisos instrumentos. Por otra parte, es irrelevante para la seguridad del coche y está totalmente enmascarado por el cambio de la presión de los neumáticos que se produce cuando el aire del neumático fluye hasta el tubo vacío del medidor. Incluso este efecto es tan mínimo que no reviste la menor importancia para la medición de la presión de aire.

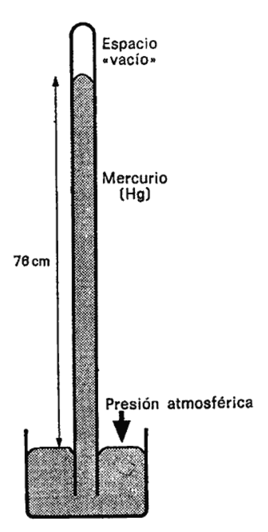


Fig. 10. Barómetro de Torricelli para medir la presión atmosférica. La atmósfera soporta una columna de mercurio de 76 cm de altura.

Sin embargo, sí es de la incumbencia del fabricante y del usuario saber que la perturbación que inevitablemente acompaña cualquier acto de medición está muy por debajo de la tolerancia aceptada para el tipo de trabajo para el que se destina.

LOS DIALES DEL TABLERO DE INSTRUMENTOS

Es posible obtener mucha información acerca del estado de un coche cuando se observa el tablero de instrumentos. Alguna de esta información es del tipo "sí o no": ¿Están las luces de cruce encendidas o apagadas? Otra información, como la distancia total que el coche ha recorrido, se ofrece en forma digital. Sin embargo, la mayor parte de la información se proporciona según la posición de una aguja (o, en el caso de un reloj, dos manecillas) sobre un cuadrante dispuesto apropiadamente para su recepción visual. La mayor parte de los conceptos medidos se relaciona con las cuatro cantidades básicas que hemos considerado anteriormente en este capítulo. El volumen de gasolina que queda en el depósito se basa, en principio, en medidas de longitud, mientras que el indicador de temperatura del agua caliente o fría depende sólo de la temperatura del agua en el radiador. El velocímetro nos indica la medida de relación entre la distancia y el tiempo, y el indicador de la presión del aceite depende de la masa, del tiempo y de la distancia, de la misma forma que el medidor de presión de los neumáticos. En definitiva, todos estos instrumentos han ampliado el poder y precisión de nuestros sentidos.

Uno de los diales, sin embargo, nos proporciona una información que no hemos podido obtener con nuestros sentidos: el amperímetro. Si colocamos nuestros dedos en los terminales de la batería de un coche, acaso notemos un ligero cosquilleo que indica que existe una diferencia de voltaje entre los dos terminales, y que tal diferencia no es muy grande, ya que no nos produce una sensible molestia. Sin embargo, no tenemos posibilidad alguna de saber si la batería se

está cargando por la recepción de corriente eléctrica procedente de la dinamo, o si se descarga y emite corriente; ni tampoco la carga eléctrica existente en la batería. El amperímetro *no* es una simple extensión y mejora de las observaciones que podemos llevar a cabo sin ayuda, a diferencia de las mediciones de un termómetro, que sí mejoran nuestro sentido del tacto. El amperímetro nos proporciona la imagen visual de un efecto que apenas somos capaces de detectar por nosotros mismos. Ahora bien, para comprender el significado de la lectura del cuadrante, debemos definir un nuevo concepto, denominado intensidad eléctrica, que posee una unidad de medida llamada amperio. Otros factores eléctricos, como el voltaje y la conductividad, se expresan en términos de intensidad de corriente, tiempo, masa y longitud, de la misma forma que la presión se relaciona con el tiempo, la masa y la longitud.

Las "cinco" magnitudes (longitud, masa, tiempo, temperatura y corriente eléctrica) son susceptibles de combinarse de distintas formas para proporcionar descripciones precisas de casi todos los fenómenos físicos que interesan al químico.

IV. ¿ES PURA ESTA SUSTANCIA?

Antes de que examinemos los diferentes tipos de materia y sus diversas formas de comportamiento, debemos formulamos algunas preguntas que son de vital importancia para el químico. Se ha observado que cierta sustancia se comporta de una determinada forma, y se pregunta por qué es así y no de otro modo. ¿Tal comportamiento se debe a la sustancia en sí, o quizá se debe a alguna impureza? ¿Cuándo podemos afirmar que la sustancia es realmente pura? ¿Y qué significa, en rigor, el término *sustancia pura?*

En la vida cotidiana la palabra *puro* indica, por lo general, que *la sustancia posee las propiedades adecuadas para su empleo.* El agua de mar se considera *pura* si está poco contaminada por residuos sólidos, químicos o aceites minerales procedentes de los petroleros y de tal forma está así que podemos bañamos en esta parte del mar, así como pescar los peces que contiene. El agua potable es *pura* si se encuentra libre de microorganismos nocivos y sustancias químicas. Es posible que se hayan eliminado sus bacterias mediante la adición de mucho cloro, hasta el punto que notamos su sabor, pero las autoridades defenderán siempre que el agua es *pura.* El agua del grifo que bebemos normalmente es demasiado impura como para que la utilicemos para llenar una pecera, o la batería de un coche. La mayor parte de los experimentos científicos necesitan un agua que debe ser mucho más pura que la misma agua de lluvia. Los laboratorios viven, por lo general, bastantes dificultades para asegurarse de que el agua que utilizan es tan pura como la que se precisa para un determinado fin.

En teoría, el agua pura es agua que es sólo agua, sin absolutamente nada más. Cien por cien de agua... ¿Cuánta pureza exigiremos? Esto depende de la precisión con que podamos detectar las sustancias que no son agua. Supongamos que nos

es posible detectar sustancias que podrían hallarse en el agua en concentraciones de una parte por mil o más. Si en el agua no encontramos tales sustancias, afirmaremos que el agua es pura al 100%. Debemos aseguramos, evidentemente, de que hemos buscado todas las *posibles* impurezas. Incluso en este caso, tal vez el agua no sea apta para la bebida porque contiene, en una concentración mucho menor, alguna sustancia extremadamente tóxica, o algún nocivo microorganismo.

Probablemente, lo mejor será describir la pureza del agua a partir de las pruebas efectuadas para constatar dicha pureza, indicando las impurezas específicas que hemos encontrado. Cuando se añade un poco de agua de mar a una llama de gas, ésta, suponiendo que la concentración de la sal en el agua llegue a un cierto nivel, se colorea de amarillo. Si el amarillo de la llama no resulta muy apreciable, estamos en condiciones de afirmar que, si es que hay sal en el agua, su concentración está por debajo de un cierto nivel determinado. Podemos realizar otras pruebas para, de forma similar, descubrir otras impurezas, y expresar los resultados de la siguiente forma: «el agua no tiene más del *x*% de la impureza X». Asimismo, también nos es dado observar nuestra muestra de agua y comparar su comportamiento, de todas las formas posibles, con el del agua que se ha depurado hasta el máximo factible. A nuestros efectos, nos serviremos de este comportamiento del agua pura como criterio de pureza. Por ejemplo, el agua hierve exactamente a 100°C a la presión atmosférica normal: el agua resultante es agua pura. La temperatura indicada permanece constante mientras quede algo de agua líquida que se está convirtiendo en vapor. El agua de mar se comporta de modo algo distinto: empieza a hervir a una temperatura ligeramente superior a los 100°C, y a medida que se produce vapor, la sal del agua restante se concentra progresivamente y la temperatura de ebullición aumenta, también de forma progresiva. Cuando toda el agua se ha vaporizado queda un depósito blanco de “sal marina” adherido al fondo del recipiente. El agua de mar no es una sustancia pura, porque hierve a una temperatura variable, y porque deja un depósito en el recipiente. Además, la temperatura a la que em-

pieza a hervir no sería la que se considera “correcta” para el agua pura.

Hay muchos otros aspectos de comportamiento que también se utilizan en nuestras comprobaciones destinadas a investigar la pureza del agua. El agua pura debe aparecer absolutamente incolora y transparente, y no contener ninguna sustancia susceptible de ser filtrada, por finos que sean los filtros, y tampoco ha de contener nada observable en su interior, por potente que sea el microscopio empleado. Por otra parte, debe desviar —en un ángulo concreto— la luz de una longitud de onda determinada. No ha de tener en absoluto gusto ni olor, ni ser conductora de electricidad más que en una pequeñísima proporción, muy determinada. (El agua de mar y las aguas naturales duras son mucho mejores conductoras de la electricidad.) Asimismo, la densidad debe ser la de agua pura a la misma temperatura y presión, y también así el punto de fusión del hielo que se forme congelando el agua. Si todas estas propiedades de la muestra son las mismas que las del agua que aceptamos como pura, entonces, de acuerdo con la evidencia disponible, consideraremos nuestra muestra de agua como *pura*. Su *grado de pureza* dependerá de la precisión con que las anteriores propiedades hayan sido determinadas, y de hasta qué punto las medidas que hemos realizado de la muestra coinciden con los criterios aceptados.

Supongamos que las medidas que hemos efectuado son absolutamente precisas, y que responden por completo a los criterios aceptados para el agua pura. ¿Podríamos, entonces, afirmar que nuestra muestra no contiene rigurosamente nada más que agua? Lo que sí afirmaremos es que, con nuestra capacidad de detección, no existe en la muestra ningún otro tipo de sustancia detectable. Pero, como veremos más adelante, la materia está compuesta por ingentes cantidades de mínimas partículas: un vaso de agua puede contener un millón de millones de millones de millones de partículas... Parece muy improbable que todas estas partículas sean idénticas. Entre ellas, cabe que se hayan infiltrado algunos elementos “clandestinos” no detectados. Pero si no es posible detectarlos por alguno de los métodos conocidos, no hay

modo de saber si están o no presentes. Por lo tanto, diremos que el agua que se comporta como si fuera absolutamente pura, lo es a nuestros efectos.

Emplearemos métodos similares para constatar si el residuo blanco que queda del agua de mar es “sal pura”, es decir, si se halla libre o no de sustancias distintas al cloruro sódico. En un laboratorio, sería muy sencillo comprobar que la sal marina funde dentro de una variada gama de temperaturas, y no a una concreta, que es lo que haría si fuera un sólido puro. Si el agua de mar se concentra ligeramente, los cristales de sal marina aumentan. Todos los cristales de cloruro de sodio puro presentan la misma forma cúbica. Por lo tanto, como los que proceden del agua de mar son de formas muy variadas indican la presencia de distintas sustancias.

Un tipo de sustancia determinado puede, de muchas formas distintas, hallarse contaminado con otra: el agua de mar se evapora sobre la arena caliente de una playa y deja cristales de sal marina sobre los granos de arena. Hemos visto, por otra parte, que la sal marina es, en sí misma, una mezcla, y que el agua de mar es una forma impura de agua. Cuando sopla un viento cálido, algo de agua de mar se evapora y “contamina” el aire. La espuma de los rompientes es asimismo una mezcla de aire y agua, muy distinta al viento cálido y húmedo. Estas distintas formas de mezclas son las causantes de la variedad de comportamientos de las sustancias químicas, y serán consideradas más detalladamente en el capítulo 14.

PARTE II

ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

El resto de este libro pretende relacionar nuestras observaciones sobre el comportamiento de la materia con los conocimientos químicos actuales. Tropezaremos con una importante dificultad cuando intentemos relacionar nuestra experiencia común con los conceptos elaborados como resultado de los experimentos de laboratorio: la suma complejidad de los instrumentos científicos modernos. Sin otra ayuda, la evidencia que nos proporcionan nuestros sentidos se halla muy lejos de las observaciones realizadas en los laboratorios. Sin embargo, la cajita-negra-con-una-aguja-y-un-cuadrante, que es uno de los instrumentos más importantes del científico moderno, es sólo algo más complejo que el amperímetro del tablero de instrumentos de un coche. Deberemos, por ello, tratar a estos aparatitos como "cajitas negras", y simplemente hacer uso de la información que nos proporcionen sin intentar comprender del todo cómo obtienen tal información. A pesar del peligro obvio de este proceder, esto es lo que hace la mayor parte de quienes utilizan los instrumentos.

Uno de los mayores problemas, tanto para el profano como para muchos profesionales, estriba en el modelo complejo que emerge de la enorme acumulación de observaciones. La "información" que se obtiene de las observaciones no es, en modo alguno, una "explicación" del comportamiento de la materia. El modelo obtenido no implica en absoluto un hecho irrefutable, sino, simplemente, una estructura elaborada por el hombre, y satisfactoriamente coherente, que es compatible con las observaciones. El modelo indicado es literalmente "rarificado", por más metafórica que parezca la expresión. Es difícil aceptar que casi toda la masa de un trozo de madera, de piedra o de metal, está situada en menos de la millonésima parte de su volumen, y que el resto se halla ocupado por nubes inestables de electricidad negativa, o por la nada más absoluta, Por más persuasivos que sean los textos científicos, tales creencias parecen ir en contra de la más prosaica evidencia de nuestros sentidos. Los químicos prácticos, que han escogido su trabajo por su capacidad penetrante de observación unida a su sentido común, acaso encuentren totalmente indigeribles los conceptos anteriores.

Es una desafortunada realidad el que la mayor parte de las ideas fundamentales en química dependan de la comprensión del comportamiento de los gases, y que muchos gases sean invisibles. Y peor aún: existe un grupo de sustancias especialmente importante que se denominan gases inertes. Como su nombre indica, dichos gases son extraordinariamente poco reactivos. No es sorprendente, así, que tengan un papel muy poco "lucido" en la experiencia de la mayor parte de personas... Para un profano, como para la mayor parte de los químicos, su contacto con los gases inertes se limita, probablemente, a los globos inflados con helio.

Para quien no es un químico, existe otro sorprendente elemento adicional: el hecho de que los aspectos principales del comportamiento químico sólo sea posible ilustrarlos con sustancias muy alejadas de nuestra experiencia normal. La gente que nunca ha recibido clases de química desconoce, por ejemplo, que si cortamos un trocito de metal sodio con una navaja, y lo colocamos después sobre un recipiente con agua, el sodio se disuelve, desprende calor y se forma un gas combustible. Sin embargo, si lee en un libro que «el sodio es un metal blando y reactivo» se entera aún menos. Otro factor de confusión estriba en que los nombres químicos se emplean de forma distinta en la vida cotidiana y en el laboratorio. Para un químico, el cloro es un gas a la temperatura y presión normales, y el yodo es un sólido de color oscuro. Para el profano, el cloro es un líquido que purifica el agua de las piscinas y el yodo es un líquido que se aplica sobre pequeñas heridas. El químico se referirá a estos líquidos como *soluciones* que, según los casos, contienen cloro o yodo.

Además, al químico se le presenta una dificultad adicional: la misma sustancia puede denominarse con diferentes nombres en distintos contextos. La mayor parte de las sustancias, excepto las muy familiares (como el agua), se describen en la literatura química con un nombre sistemático que indica a los conocedores muchas cosas acerca de su estructura. Por ejemplo, uno de los ingredientes del "alcohol de quemar" se denomina *metanol* (y anteriormente *alcohol metílico)* porque se deriva del metano y es un miembro de la

clase de sustancias denominadas alcoholes. Lo que ocurre es que la nomenclatura sistemática es, frecuentemente, demasiado "fea" como para ser utilizada en la conversación, y lo antiestético del nombre se incrementa notablemente con la complejidad de la sustancia. Incluso el propano, que es muy poco más complejo que el metano, incluye dos alcoholes, que se llaman propan-l-ol y propan-2-ol. En el lenguaje corriente, sin embargo, no es excepcional que se prefieran sus nombres antiguos: "propanol normal" e "iso-propanol".[6]

Muchos aspectos del comportamiento químico se describen, mejor que con palabras, de una forma muy eficaz mediante expresiones algebraicas. No obstante, los argumentos matemáticos demuestran que existe una considerable barrera entre el profano y el químico; incluso al lector familiarizado con las técnicas matemáticas, la creciente abstracción le pide cada vez esfuerzos más intensos de concentración.

Empezaremos a observar el panorama de la variedad química considerando los tipos de sustancias más simples que existen en condiciones que nos son familiares. Comenzaremos con el aire, e iremos aumentando la complejidad al estudiar sustancias que existen en condiciones normales, y los componentes más simples en los que es factible dividir la materia cuando se halla sometida a unas condiciones menos habituales. Tomando una perspectiva tan amplia del tema, no encontraremos problemas de descripciones detalladas, ya sean verbales o matemáticas. El tributo a pagar por esta simplificación estriba en la pérdida de una buena parte del atractivo estético de la química. La realización de observaciones con precisión, así como la descripción precisa de los resultados para introducirlos en un modelo coherente, constituirá una satisfactoria ocupación, e incluso a veces una divertida ocupación. Pero sin poder hacer uso de los lenguajes con los que esta precisión se expresa adecuadamente, es difícil comunicar al lector la emoción del proceso o la belleza del resultado.

[6] Iso = (aproximadamente) el mismo.

V. AIRE

El aire es un gas, por lo que su comportamiento es parecido en muchos aspectos al de otros gases, tales como el hidrógeno, el gas natural y el nitrógeno. En cambio, otros aspectos de su comportamiento son específicos de él.

GASES EN GENERAL

Hemos visto que los gases no poseen una superficie propia, sino que se encuentran limitados tan sólo por el recipiente. Asimismo hemos constatado que los gases son mucho menos densos que los sólidos o que los líquidos. La presión del aire en un recipiente aumenta si aumenta la cantidad de aire que se le introduce, es decir, si se incrementa la masa del aire. Si permanecen la masa y el volumen, la presión del aire depende sólo de su temperatura. (La presión de un neumático aumenta, con frecuencia, durante un largo viaje porque la fricción de un neumático sobre la carretera calienta el aire del neumático y, por lo tanto, incrementa su presión.) No todos los recipientes de gases tienen volumen fijo. A los gases les es posible hallarse ubicados a una presión determinada en recipientes de volumen variable (véase figura 11). Si no se modifica la presión, el volumen de aire aumenta a medida que lo hace la masa de aire del recipiente; y, para una determinada masa de aire, su volumen se incrementa al ascender la temperatura. Si pueden variar tanto el volumen como la presión, como, por ejemplo, en un globo de juguete, se incrementan ambas cantidades cuando aumenta la cantidad de aire del globo, o cuando a éste, una vez lleno y conteniendo una cantidad fija del gas, se le calienta desde el exterior. Normalmente es más sencillo estudiar las relaciones entre dos cantidades cuando podemos mantener constantes todas las otras variables: podremos, así, obtener más información

acerca de las relaciones entre presión, volumen, masa y temperatura de un gas si se estudian en un recipiente que mantenga constantes el volumen o la presión. La relación de la masa al volumen es siempre baja (los gases son “muy poco densos”). Para la mayor parte de los gases, el producto de la presión por su volumen es aproximadamente proporcional al de su masa por su temperatura. Por lo tanto, si tenemos una cantidad determinada de gas a una temperatura fija, su volumen disminuye cuando la presión aumenta (hemos visto ya que los gases son compresibles). Si queremos, podemos expresar esta relación de forma matemática, pero, ¿qué ganaríamos ahora si escribiéramos una fórmula numérica?

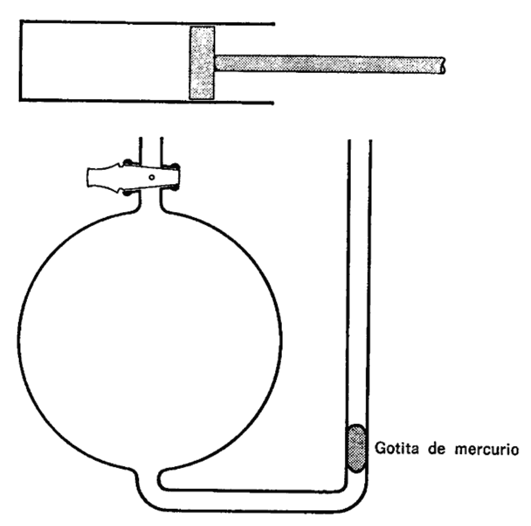


Fig. 11. Recipientes, de volumen variable, para contener gases.

Una ecuación matemática nos permite distinguir entre las ciencias experimentales y otras formas de actividad. Podemos emplear nuestra ecuación para predecir lo que sería factible probar cuantitativamente experimentando en condiciones cuidadosamente controladas. Si la predicción no está de acuerdo con el resultado del experimento, es que hay algo erróneo en uno u otro (o en ambos factores). Entonces, y en

primer lugar, debe identificarse la causa de la discrepancia, y, después, modificarla o desecharla. Si una técnica experimental perfeccionada permite obtener una nueva observación que esté de acuerdo con la predicción, el "todo va bien" se hará evidente.

Es posible hacer predicciones más complejas y someterlas a sucesivas pruebas. Por ejemplo, cuando se estudia una determinada masa de aire a una temperatura ambiente, y a no muy alta presión, constataremos que se duplica el volumen cada vez que se reduce su presión a la mitad. Así, el producto de la presión por el volumen es una constante. Utilizaremos, pues, esta relación para predecir que si ahora duplicamos la presión, su volumen se reducirá a la mitad. Cuando realizamos este experimento, vemos que "funciona". Dupliquemos otra vez la presión; funciona nuevamente. Y, así, de una forma sucesiva. Ahora bien, si seguimos duplicando la presión muchas veces, el resultado final ya no es el correcto. Si proporcionamos una presión muy elevada, el producto de la presión por el volumen se desvía bastante del valor original "constante". Quizá nuestro medidor de presión no funciona bien a altas presiones, intentemos, pues, sustituirlo por otro, de un diseño distinto: los resultados serán los mismos. Acaso nuestro recipiente pierde gas si éste se halla sometido a altas presiones, pero observamos que otro recipiente, con un tipo diferente de válvula, arroja los mismos resultados. Parece, por lo tanto, que ningún tipo de "perturbación" cambia las observaciones realizadas. Tal vez deberíamos repetir el experimento, pero con aire más frío. En este caso, los resultados son aún "peores". A ver si va "mejor" con aire más caliente... Lo probamos también, pero, asimismo en este caso, a presiones suficientemente altas, el producto de la presión por el volumen empieza a cambiar. Resulta, en definitiva, que la predicción era errónea; no totalmente errónea, pero sí incompleta. El producto de la presión por el volumen es aproximadamente constante a presiones bajas, pero variable a presiones más altas; y este efecto es más notable cuanto más frío esté el aire. Resulta, en consecuencia, que debemos replan-

tearnos, de forma parcial y global, la ecuación con la que realizábamos nuestras predicciones.

Las descripciones matemáticas de este tipo resultan mal por dos causas principales. En primer lugar, que hayamos cometido algún error al deducir la ecuación. Es posible que las ecuaciones iniciales sean correctas, pero que hayamos cometido algún error algebraico, con la consecuencia de que obtengamos una ecuación matemática que no corresponde a nuestras premisas. Estas cosas nos suceden a todos durante nuestros cursos de matemáticas en la escuela. El otro tipo de error es menos fácil de corregir, y se da cuando las operaciones algebraicas son correctas, pero los puntos de partida son inadecuados. Muchos de nosotros creemos que es muy "fuerte" juzgar la adecuación de una ecuación matemática al comportamiento de una sustancia como el aire. El aire es invisible, por lo que no cabe describir su estructura interna, si es que tiene alguna. El propio aire no nos ofrece ningún indicio de por qué el producto de la presión por el volumen se mantiene a veces constante y a veces no.

Aumentaremos nuestra comprensión de un fenómeno natural con la ayuda de un modelo mental. El modelo, en algunos aspectos, se parece al fenómeno, por lo que otras áreas de posible similitud entre ambos llegan a deducirse por analogía.

Una persona de una sociedad no tecnológica, y que pretenda comprender cómo funciona el motor de una motocicleta, acaso imagine que es como un caballo, como modelo mental. No supone, por supuesto, que la máquina es, en realidad, un caballo: simplemente cree que tiene algunos aspectos en común con un caballo, de tal forma que el hecho de pensar en un caballo le ayuda a imaginar cómo funciona un motor de motocicleta. Un niño de nuestra sociedad tecnológica pensaría en un motor de motocicleta de juguete, que se acciona por un motor de soporte o uno de fricción, y éstos le servirían de modelo.

Todos los modelos citados nos estimulan a predecir que un motor no se mueve indefinidamente sin contar con un periódico suministro de energía, o acaso tales modelos nos

hagan pensar que un vehículo se desplazará más lentamente al subir una cuesta que si circula por el llano. Es posible probar, y confirmar, experimentalmente ambas predicciones. El modelo basado en el caballo nos permite también predecir que los puntos de contacto entre la motocicleta y un camino defectuoso se gastarán con facilidad, y que el motor funcionará con menos eficacia si se halla sometido a un prolongado calentamiento. La motocicleta de juguete es, sin embargo, el mejor modelo si queremos estimar el ángulo máximo con el que la motocicleta llega a inclinarse sin caer. Estas predicciones se prueban, asimismo, experimentalmente.

Si bien un modelo tiene un valor considerable, ya que proporciona una analogía visual simple, no han de olvidarse sus limitaciones. Por ejemplo, lo observado sobre caballos o motocicletas de juguete no nos dirá nada sobre cuál es el mejor combustible para una motocicleta real, o acerca de si una motocicleta es capaz de saltar o nadar. Tampoco ninguno de estos modelos nos ofrecerá datos sobre cómo funciona por dentro una motocicleta. Si llevamos la analogía demasiado lejos, llegaríamos a suponer que una motocicleta real funciona con avena, o que recibe la energía de un resorte comprimido.

El modelo que necesitamos para el aire debe ayudamos a visualizar las relaciones observadas entre presión, volumen, masa y temperatura, y ha de estimulamos a efectuar predicciones más osadas. El modelo más sencillo y útil estriba en suponer que el aire se comporta como si consistiera principalmente en espacio vacío ocupado en algunos puntos por pequeñas partículas en movimiento incesante. La presión del aire viene determinada por la frecuencia con que estas partículas golpean las paredes interiores del recipiente; su volumen depende del número total de partículas y de la distancia media entre ellas; y la temperatura depende de la velocidad media con la que las partículas se mueven. Si bombeamos más aire al recipiente, su masa aumenta porque existen más partículas. Si fijamos la temperatura y el volumen, el incremento del número de partículas de gas se traduce en una mayor probabilidad de que una partícula golpee las paredes

del recipiente, y, por lo tanto, la presión aumentará. Si, por el contrario, son estables la temperatura y la presión, la distancia media entre partículas se mantiene igual. Así pues, como el número de partículas ha aumentado, el volumen deberá asimismo incrementarse. Cuando una cantidad fija de gas se calienta, sus partículas se mueven más rápidamente. Si están situadas en un recipiente de volumen fijo, golpearán las paredes con mayor frecuencia. Ahora bien, si son capaces de expandir el recipiente, esto es precisamente lo que ocurrirá, hasta que la presión del gas sea la misma que la del exterior. La presión, así, se mantendrá constante, pero el volumen habrá aumentado. Si las condiciones son tales que el producto de la presión y del volumen se mantiene constante, el comportamiento de un gas se describe de un modo muy preciso, suponiendo que las partículas se mueven independientemente una de otra, y que su tamaño es, en sí mismo, de muy poca importancia comparándolo con la distancia que separa a dos partículas. No hemos dicho nada acerca de cómo son las partículas, si son o no idénticas en masa, forma, velocidad o distancia. Dado que podemos pesar el aire, también es factible saber que las partículas tienen masa. A la presión y temperatura normales, un litro de aire pesa unos 1,3 gramos.

¿Nos permite este modelo predecir algo? Si introdujésemos un gas coloreado en una masa de aire, es lógico pensar que sus partículas estarían también en movimiento, y que podrían interaccionarse con las partículas del aire. Por lo tanto, el color de gas se tomaría más pálido a medida que sus partículas se dispersasen. Esto es lo que ocurre cuando dejamos que el gas de yodo se esparza en el aire. Si bien inicialmente es de un intenso color magenta, su tonalidad desaparece pronto.

También somos capaces de predecir que el aire, si tiene posibilidad de hacerlo, circulará desde una región de alta presión a otra de baja presión. Un recipiente de aerosol contiene líquido, y el aire que hay en el envase está a mucha mayor presión que el de la atmósfera. Cuando se aprieta la válvula, se abre el orificio y hay más partículas de aire que

cruzan éste de dentro a fuera que partículas que lo hagan hacia el interior. Por lo tanto, el aire, globalmente, escapa del recipiente, arrastrando con él gotitas del líquido de que se trate. Hemos visto, pues, que hemos sido capaces de beneficiamos de nuestro modelo para realizar predicciones que, posteriormente, sean confirmadas por medio de la experimentación.

GASES A PRESIONES MÁS ELEVADAS

Hay, sin embargo, otros aspectos del comportamiento del aire para los cuales el modelo de “partícula en movimiento” no resulta apropiado. Las cosas, evidentemente, no funcionan cuando tenemos aire a alta presión, y sobre todo si también se halla a baja temperatura. Si tenemos aire a muy baja temperatura y lo comprimimos, deja de ser un gas. Se vuelve unas mil veces más denso, desarrolla una superficie superior y se transforma en líquido Las partículas de aire líquido se encuentran sólo a una décima parte de la distancia a la que estaban cuando teníamos aire gaseoso y, a esta distancia, se desarrollan fuerzas cohesivas entre ellas. Aparecen también fuerzas de repulsión que compensan exactamente a las fuerzas de atracción. Este juego de fuerzas de atracción y de repulsión es el que mantiene a las partículas de los líquidos aproximadamente a una distancia constante, e impide que éstos sean comprimidos. En un líquido, al igual que en un gas, las partículas tienen libertad de movimiento; y la velocidad a la que se mueven sólo depende también de la temperatura. Pero las partículas se ven limitadas por su entorno, y, en consecuencia, su movimiento ya no es independiente del de las otras partículas. El volumen que ocupan las partículas es aproximadamente el mismo en un líquido que en un gas, pero el espacio en el que se mueven se ha reducido a la milésima parte. En este caso, no podemos despreciar la contribución de las propias partículas al volumen total.

Estas dos diferencias entre un gas y un líquido nos ofrecen una pista acerca de dónde es erróneo nuestro modelo de

"partícula en movimiento" cuando intentamos aplicarlo a aire a altas presiones y bajas temperaturas. Cuando se comprime el aire, sus partículas se sitúan mucho más cerca entre sí y permanecen durante mucho tiempo en las proximidades de otra partícula. Tal fenómeno ocurre con mayor facilidad cuando el aire se halla a bajas temperaturas y sus partículas se mueven lentamente. Durante todo este tiempo, las partículas están muy juntas, las fuerzas de cohesión son importantes y las partículas no tienen posibilidad de moverse independientemente. La elevada presión introduce un nuevo factor: el volumen total se ha reducido, por lo que el volumen de las partículas es relativamente más importante; y si el gas se halla muy comprimido, no podremos ya despreciar el volumen de las partículas. El modelo de "partículas en movimiento", que nos brinda una buena descripción del comportamiento de los gases a bajas presiones y a altas temperaturas, no puede utilizarse para que ofrezca predicciones precisas del comportamiento de los gases cuando sus partículas se encuentran mucho más próximas. Pero no es preciso que abandonemos del todo el citado modelo. Si añadimos algunos términos matemáticos para tener en cuenta el espacio ocupado por las partículas, y las fuerzas de cohesión entre ellas, perfeccionaremos nuestro modelo, y si este nuevo modelo no explica el comportamiento de los gases en las condiciones en las que llegan a licuar, sí constituye una herramienta mucho más predictiva que el modelo inicial, que era más simple.

EL AIRE EN PARTICULAR

¿Podemos tener alguna información útil acerca del comportamiento del aire líquido? Supongamos que descomprimimos o calentamos el aire: en ambos casos hervirá y retornará a pasar a gas. Si el aire líquido fuera una sustancia única, herviría a una única temperatura, que sólo dependería de la presión. Pero si el aire es una mezcla de dos o más sustancias, su punto de ebullición aumentará a medida que las más

volátiles hiervan y la composición del líquido restante vaya cambiando.

De hecho, el punto de ebullición del aire líquido no es constante, de modo que deducimos que el aire debe de ser una mezcla. Los distintos componentes de tal mezcla se obtienen recogiendo las distintas fracciones que hierven a una temperatura más o menos constante. Los gases que así se obtienen pueden licuarse de nuevo y redestilarse. En este caso, sólo se recoge aquel gas que se obtenga en un limitado baremo de temperaturas de ebullición. Es posible redestilar cada fracción hasta que su punto de ebullición sea, dentro de los límites de la detección, el mismo para toda la mezcla. Entonces diremos que cada muestra es una sustancia pura.

Es posible dividir el aire en tres fracciones principales mediante sucesivas licuaciones y destilaciones. A estas tres fracciones las denominaremos A, B y C. La fracción A constituye aproximadamente el 79% del aire; la B del orden del 20%, y la C del orden del 1%. El aire es un gas incoloro a las temperaturas y presiones ordinarias, por lo que no es sorprendente que las tres citadas fracciones sean también tres gases incoloros a la temperatura ambiente. Ninguno de ellos tiene tampoco gusto ni olor. Cabría pensar que, aparte de que hierven a diferentes temperaturas, las tres fracciones son muy similares. Sin embargo, además de esta diferencia, hay entre ellos otras, y considerables. La primera es la densidad. Las masas de volúmenes iguales de A, B y C a la misma temperatura y presión se encuentran en la proporción de 7:8:10, en el supuesto de que efectuemos las mediciones a las condiciones en las que el producto de la presión por el volumen sea una constante (en tales condiciones, se dice que un gas se comporta “idealmente”). Otra diferencia entre los gases se constata con facilidad si aplicamos una cerilla encendida en cada gas: las muestras A y C hacen que la llama se extinga inmediatamente, pero la cerilla aplicada en B quema con mucha más luminosidad que antes. Las muestras A y C son susceptibles de sufrir ciertos cambios drásticos en presencia de otros gases. Con el hidrógeno, por ejemplo, la muestra A da amoníaco, y la B, a unas temperaturas muy elevadas,

vapor de agua. La muestra C, por el contrario, es muy resistente a los cambios. El gas A, principal constituyente del aire, es el nitrógeno, llamado así porque se elabora a partir del mineral “nitro”. La muestra B, que hace que las llamas sean más luminosas, está constituida por oxígeno, denominado también “engendrador de ácidos” porque se creía, erróneamente, que era un ingrediente esencial de éstos. La fracción C es el argón (“holgazán”), que es el miembro más común de un grupo de sustancias que se conocen conjuntamente como “gases inertes”, a causa de su extrema resistencia a sufrir cualquier tipo de cambios.

El punto realmente interesante cuando distintos gases reaccionan entre sí estriba en el hecho de que, para una misma temperatura y presión, los volúmenes de gases que se consumen, o se forman, se traducen en números muy sencillos. Por ejemplo, el nitrógeno se une con tres veces su volumen de hidrógeno para dar dos veces su volumen de amoníaco. Los volúmenes de oxígeno consumido, y de hidrógeno consumido y vapor de agua formado, están en la relación 1:2:2. Estas relaciones tan simples solamente se obtienen si existe una relación muy simple entre el número real de partículas en cada muestra. Absolutamente todos los aspectos que se observan acerca del comportamiento de los gases sugieren que para los gases «ideales», a la misma temperatura y presión, *iguales volúmenes de gases contienen el mismo número de partículas.*

Hemos visto que los gases ideales, a la misma temperatura y presión, tienen diferentes densidades. Puesto que iguales volúmenes de gases distintos contienen el mismo número de partículas, se considera que se debe a que las partículas difieren en su masa. ¿Es que hay alguna otra forma mediante la cual podamos observar diferencias en el comportamiento de los tres gases sin transformarlos en otras sustancias?

Una eficaz línea de investigación consiste en ver en qué forma la presión varía con el volumen cuando el gas no se comporta en forma ideal. Puesto que el volumen de las propias partículas del gas es ahora apreciable, comparado con el total, se obtiene alguna información acerca del tamaño de las

partículas. Se ha encontrado que las partículas son extraordinariamente pequeñas, de modo que, si las pudiésemos situar alineadas una al lado de otra, cabrían del orden de 30 millones en un centímetro. Por otra parte, varían en su tamaño según correspondan a uno u otro. Así, por ejemplo, las partículas del oxígeno son algo mayores que las de argón y las de nitrógeno considerablemente mayores.

También difieren entre sí los gases en cuanto al caudal con el que fluyen a través de una conducción. El caudal depende de diversas cantidades conocidas, como la densidad del gas y su temperatura, junto con el número de partículas presentes en el diámetro de éstas. Si combinamos medidas de caudales con las que se refieren al tamaño de las partículas, obtenido a partir de los experimentos en comportamiento no ideal, calcularemos el número de partículas que se hallan presentes en un volumen dado de gas (cualquier gas ideal) a una temperatura y presión dadas. Cualquier volumen que tomemos contiene un enorme número de partículas. Se ha calculado que cada vez que respiramos inhalamos 10.000.000.000.000.000.000.000 (10^{22}), y que esta respiración contiene más partículas que respiraciones podríamos efectuar con toda la atmósfera de la Tierra.

Asimismo obtendremos aún más información si investigamos cómo varía la temperatura de un gas con la cantidad total de energía calorífica que se le añade. La adición de una cantidad de calor dada produce, en condiciones idénticas, un mayor incremento de temperatura en el argón que en el oxígeno o en el nitrógeno, y veremos también que la diferencia es mayor cuanto más elevada sea la temperatura. Hemos visto que la temperatura de un gas es una medida de la velocidad con la que se mueven sus partículas. De modo que si nosotros logramos conocer cuántas partículas tenemos presentes, y la masa de una de ellas, será factible calcular cuánto calor necesitamos añadir para que se produzca un incremento dado de temperatura, suponiendo que todo el calor se ha empleado en acelerar las partículas. En el caso del argón, el valor calculado coincide con el valor observado. En cambio, al oxígeno y al nitrógeno debe añadírseles mucho más calor

que el que sugieren los resultados de los cálculos. Parece como si una buena parte del calor debiera emplearse en otra finalidad distinta a la de acelerar las partículas. ¿A dónde se habrá dirigido dicho calor? Cualquier explicación que demos a este fenómeno debe tener en cuenta que esas "otras finalidades" se manifiestan más claramente a altas temperaturas, y que se deben aplicar al oxígeno y al nitrógeno, pero no al argón.

Del mismo modo que los gases consisten en partículas que se mueven en un espacio vacío, las partículas del oxígeno y del nitrógeno, pero no las del argón, deben ser capaces de absorber calor de alguna manera que no dependa de su movimiento de un punto a otro. La partícula utiliza energía si ha de girar, incluso aunque esté en una posición fija, o si la partícula cambia su forma debido a vibraciones internas. Mediante algunos cálculos bastante complejos constataremos que la cantidad de energía absorbida por el oxígeno y el nitrógeno a la temperatura ambiente es la que podríamos esperar que fuera si las partículas estuviesen girando, y que el mayor caudal de calor que se absorbe a altas temperaturas es compatible con la rotación y la vibración simultáneas. Pero, ¿cómo es posible que el oxígeno y el nitrógeno giren y vibren mientras que el argón no lo hace?

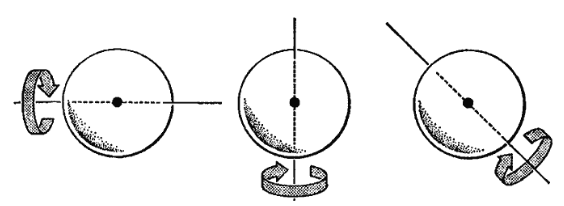


Fig. 12. Rotación de una esfera alrededor de tres ejes perpendiculares. (Si la masa de la esfera se halla concentrada en su centro, no se produce ningún cambio observable.)

El que una partícula pueda o no girar y vibrar depende de su forma y de cómo esté distribuida su masa. Una bola esférica depositada sobre una superficie plana es indistinguible en una u otra posición, puesto que la superficie es enteramen-

te uniforme (véase figura 12), lo que también sería cierto para una bola de forma elipsoidal que estuviera clavada verticalmente a lo largo de su eje mayor. Si estuviese colgada a través de alguno de sus ejes cortos, su posición podría cambiar a medida que girara (véase figura 13).

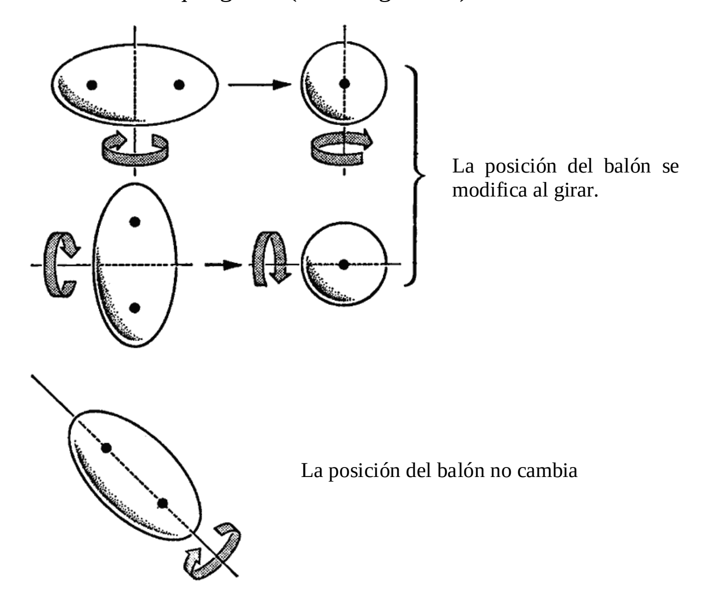


Fig. 13. Rotación de un balón de rugby alrededor de tres ejes perpendiculares. (Si la masa está concentrada sobre dos puntos de uno de los ejes, se da un cambio observable cuando gira alrededor de los otros dos.)

Un bumerán variaría su posición cuando girara alrededor de cualquiera de sus ejes (véase figura 14). A temperatura ambiente, la diferencia entre el argón y los otros dos gases es muy similar a la que existe entre una pelota de fútbol y otra de rugby. Las partículas de argón se parecen a pelotas de fútbol porque toda su masa está concentrada en el centro. Como no giran, todo el calor que absorben lo aplican a aumentar su velocidad de movimiento de uno a otro punto. El oxígeno y el nitrógeno actúan como pelotas de rugby, de tal forma que su masa se halla concentrada en dos puntos a lo

largo del eje mayor. La cantidad de energía que absorben es muy similar a la que calculamos para partículas que giran alrededor de dos ejes, y al mismo tiempo, se mueven de uno a otro punto. Estas partículas de gas tienen "forma", sí como masa y tamaño: las partículas de argón son simétricas esféricamente, mientras que las de oxígeno y nitrógeno poseen una forma alargada. A temperaturas más altas aún, las partículas de nitrógeno y oxígeno van perdiendo la forma de pelotas de rugby y se asemejan más y más a pesas de halterofilia. Giran como antes, pero además pueden también vibrar, con sus extremos moviéndose alternativamente hacia el centro y hacia el exterior. Esta vibración requiere asimismo energía. El argón, a su vez, permanece en su forma esférica, aunque aumente mucho la temperatura.

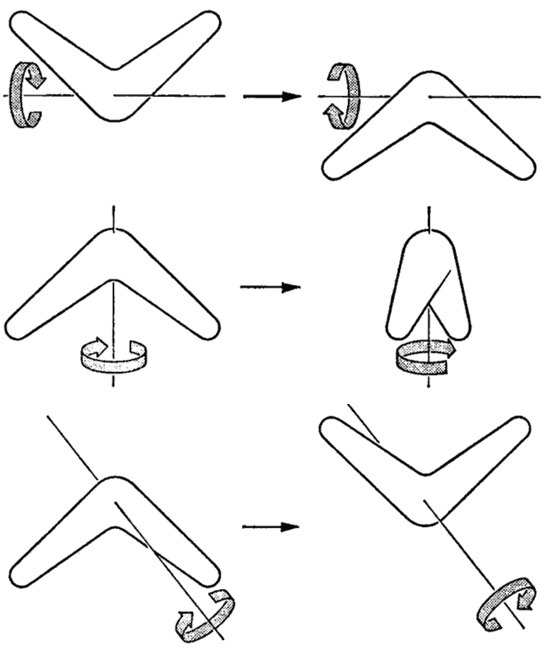


Fig. 14. Rotación de un bumerán alrededor de 3 ejes perpendiculares. La posición del bumerán cambia en cada uno de los casos.

Hemos conseguido, en fin, elaborar un modelo bastante detallado de lo que es un gas: miríadas de partículas que tienen masa, si bien muy pequeña, forma y volumen, y que están en movimiento constante. La velocidad a la que se mueven determina la temperatura del gas, y la frecuencia con la que golpean la superficie del recipiente determina la presión. De igual modo que golpean la superficie, cabe que las partículas también choquen entre sí, y que, en estas colisiones, parte de la energía de una de ellas se transfiera a la otra. Entonces, la partícula que pierde energía se mueve más lentamente, y la que gana energía lo hace con mayor rapidez. De ahí que, en una cantidad de gas dada, no todas las partículas se estén moviendo a la misma velocidad, de modo que es la velocidad media la que determina su temperatura. A altas temperaturas, las partículas se mueven más rápidamente que a bajas temperaturas, y es más fácil que choquen entre sí. Habrá, por lo tanto, mucha más dispersión de velocidades de partículas a altas temperaturas que de otras que sean bajas. Nuestro modelo de un gas nos permite calcular la velocidad media a la que las partículas se mueven, y la frecuencia con que chocan A temperatura y presión ambientales, las partículas de oxígeno se desplazan a una velocidad media de alrededor de 460.000 centímetros por segundo (unos quince mil kilómetros por hora). Unas 2/3 partes de las partículas adquieren velocidades comprendidas entre 300.000 y 600.000 cm/s a esta temperatura. Las partículas cambian su dirección con gran rapidez en una muestra de oxígeno. Así, una partícula recorre, en promedio, una distancia de sólo 0,000 006 cm antes de que choque con otra, y llega a colisionar del orden de 80 mil millones de veces cada segundo.

Hasta ahora hemos tratado sólo de los tres principales componentes del aire líquido. El aire que nos rodea contiene una vane- dad de tipos de partículas mucho mayor. Algunas no son gaseosas, sino sólidas en suspensión, como el polvo, el humo o el polen. Comparando estas partículas con las de gas, los sólidos suspendidos son muchísimos. Así, una mota de polvo puede tener un diámetro 5.000 veces mayor que el de la esfera de argón.

En el aire gaseoso se encuentran, en proporciones variables, dos sustancias muy comunes que nunca encontramos en el aire líquido. El dióxido de carbono y el agua solidifican a temperaturas que son mucho mayores que las necesarias para licuar el aire, y, por lo tanto, se eliminan antes de que se llegue a obtener el aire líquido. El agua, por descontado, es un líquido a la temperatura ambiente, pero cambia a gas, a la presión atmosférica, alrededor de los 100°C. Tanto el dióxido de carbono como el agua poseen mayor tendencia a comportarse no idealmente que los otros gases de los que hemos tratado. Sus partículas son algo mayores, y sabemos, a partir de la facilidad con que licúan y solidifican, que las fuerzas cohesivas entre sus partículas deberán ser más fuertes que en el caso del nitrógeno, oxígeno y argón. Es posible, sin embargo, estudiar el vapor de agua y el dióxido de carbono del mismo modo que otros gases, en el supuesto de que la presión sea baja, o la temperatura suficientemente alta como para que su comportamiento sea ideal, o casi ideal. Los estudios sobre el cambio de temperatura al añadirle energía al gas muestran que las partículas de dióxido de carbono poseen una simetría de “pelota de rugby”, como el oxígeno y el nitrógeno. Las partículas de agua, en cambio, tienen la forma de bumeranes, y absorben algo más de calor para poder girar alrededor de los tres ejes (véase figura 14).

Hay un tercer grupo de componentes menores del aire que también se hallan presentes en el aire líquido, pero en cantidades extraordinariamente pequeñas. Se necesitan un gran número de destilaciones muy dificultosas para que consigamos un poco de tales sustancias en forma pura. Algunas de tales sustancias no son reactivas, y sus partículas tienen forma de pelota de fútbol parecidas, excepto en su masa, a las del argón. Según de dónde proceda, el aire contiene muchas otras impurezas, tales como sal marina, humos procedentes de vehículos o gases de chimeneas de fábrica... Estos componentes presentan una considerable variedad y complejidad. Ahora, en el próximo capítulo, estudiaremos los gases más sencillos.

VI. LOS GASES MÁS LIGEROS

Para tener una buena idea de cómo son las partículas de los gases, y de cómo una de ellas se comporta de modo distinto a otra, compararemos los dos gases más ligeros conocidos: el hidrógeno y el helio.

DIFERENCIAS DE MASA Y DE FORMA

A la misma temperatura y presión, las densidades del hidrógeno, del helio y del aire se hallan en la relación, aproximada, de 2:4:29. A diferencia del aire, tanto el hidrógeno como el helio son sustancias simples (si bien veremos más adelante que este punto de vista deberá ser ligeramente modificado). Comparar las densidades de los gases a una temperatura y presión dadas es lo mismo que hacerlo con las masas de las partículas individuales de tales gases, siempre que éstos se comporten de forma ideal. Sustituiremos la masa promedio de una partícula de aire por las masas de los tres componentes principales, y escribiremos las masas relativas de las partículas de gas de la siguiente forma:

Hidrógeno	Helio	Nitrógeno	Oxígeno	Argón
2	4	28	32	40

Dado que son mucho menos densos que el aire, tanto el hidrógeno como el helio se han utilizado para inflar globos. El hidrógeno, si bien es “el doble de ligero” que el helio, es mucho menos adecuado, por ser altamente inflamable. Así, una pequeña chispa podría ocasionar que una mezcla de hidrógeno y aire estallase, cosa que fue la que provocó el trágico final del dirigible *Hindenburg*. El helio, en cambio, es absolutamente seguro, y se emplea en las ferias populares para inflar globos de juguete. No sólo no puede arder, sino que, como el argón, es enormemente resistente a todo tipo de mutaciones químicas.

El hidrógeno y el helio difieren asimismo en la forma en que varía su temperatura cuando absorben calor. El helio, lo mismo que el argón, sólo absorbe el calor que precisa para acelerar las partículas en su movimiento de traslación. Recordemos, por otra parte, que una partícula de helio debe ser esférica, con la mayor parte de su masa en el centro. Por encima de los 1.000°C, el hidrógeno se comporta de la misma forma que el nitrógeno y el oxígeno, y, por lo tanto, sus partículas han de tener la simetría de un balón de rugby. A temperaturas mucho más elevadas, el hidrógeno empieza a comportarse de forma "extraña": su volumen, o su presión, aumenta más de lo que se explicaría debido sólo al movimiento más rápido de las partículas. Si bien la masa de hidrógeno no cambia, el producto de la presión por el volumen deja de ser constante,[7] y varía de tal modo que sugiere que el número de partículas de hidrógeno ha aumentado, de suerte que este fenómeno sólo se explica si suponemos que algunas de las partículas de hidrógeno iniciales se han dividido en dos. Tales partículas, "a alta temperatura", tienen forma de pelota de fútbol y su masa equivale a la mitad de la de las partículas normales. Si bien están presentes en cantidades muy pequeñas, su proporción, a medida que la temperatura aumenta, se incrementa también.

EXCITACIÓN Y DIVISIÓN

Si se enfoca la luz de una longitud de onda variable a través de una muestra de gas, una parte de dicha luz es absorbida: las partículas que han incrementado su energía se han "excitado". Mediante un espectroscopio observaremos cuáles han sido las longitudes de onda absorbidas y, asimismo, las que han pasado sin sufrir cambios a través del gas. Se ha constatado que cada gas absorbe unas longitudes de onda

[7] El comportamiento no ideal que describíamos en la página 70 se muestra más acentuado cuanto menor es la temperatura. Aquí se trata de un gas que se sigue comportando no idealmente a alta temperatura.

muy concretas. De ahí que el espectroscopio se emplee como método de detectar partículas de gas. Puesto que la longitud de onda de la luz está directamente relacionada con su energía, el modo con que un gas absorbe ofrece una medida de los valores de la energía que una partícula es capaz de absorber. Se ha observado que cualquier tipo dado de partícula absorbe luz de algunas longitudes de onda, pero sólo de estas concretas longitudes de onda, de modo que la luz de cualquier otra longitud de onda pasa a través del gas sin modificarse. Otro tipo de partícula tiene su propio conjunto de valores de energía absorbible, que cabe que sean absolutamente distintos a los del primer tipo de partícula.

Hasta ahora, nada hemos dicho acerca del comportamiento eléctrico de los gases. La mayor parte de éstos son extremadamente buenos aislantes eléctricos. No obstante, un relámpago atraviesa el aire. Es posible lograr que los gases conduzcan electricidad aplicando, en el laboratorio, un alto voltaje a los gases a muy baja presión. Cuando se efectúa este experimento, normalmente los gases relucen con un color que es característico de cada uno de ellos, es decir, emiten luz de una o varias determinadas longitudes de onda. El vapor de sodio brilla con un color amarillo intenso, y el de mercurio lo hace con un azul pálido. Estos tubos de descarga de gases, que es la denominación correcta, se aplican en la iluminación callejera, las señales de neón, la iluminación por fluorescentes y los tubos de televisión.

La conducción de la electricidad requiere el movimiento de partículas cargadas eléctricamente, y una corriente de partículas cargada eléctricamente puede desviarse si pasa a través de los polos de un imán, o entre dos superficies cargadas eléctricamente. El grado de desviación ofrece una idea de la relación entre la carga eléctrica y la partícula y su masa. Se ha constatado que los tubos de descarga de gases contienen dos tipos de partículas cargadas: unas partículas negativas, cuya relación de carga a masa es independiente del gas que se emplee, y otras partículas positivas, con una relación de carga a masa que depende del tipo de gas, y que siempre es del orden de miles de veces menor que la de las partículas

negativas. Por lo tanto, si los valores de las cargas positivas y negativas no difieren en un factor de más de, por ejemplo, 10, las partículas positivas deben ser a veces 100 veces más pesadas que las negativas.

Hasta ahora hemos recopilado un buen conjunto de observaciones sobre las partículas de hidrógeno y de helio; y cualquier modelo que intentemos elaborar para que nos ayude a comprender la naturaleza de dichas partículas debe ser consistente, tanto con las diferencias como con las similitudes entre ellas. Las partículas de hidrógeno son alargadas y reaccionan a temperaturas normales, y a altas temperaturas llegan a partirse en dos trozos esféricos con la mitad de la masa original en cada trozo. Las partículas de helio son también esféricas, pero no reactivas, y tienen cuatro veces la masa de las partículas de hidrógeno esféricas. Tanto el hidrógeno como el helio absorben la luz, siempre que tenga la longitud de onda exacta adecuada; y las partículas de los gases pueden dividirse en las cargadas negativamente, de masa muy pequeña, y otras cargadas positivamente, mucho más pesadas.

EL PESADO NUCLEO

Antes de elaborar un modelo para las partículas del gas, debemos hacer una digresión para considerar la observación que se hizo al estudiar el comportamiento de las partículas de helio cargadas positivamente. Se encontró que algunas de aquellas que se obtenían en un tubo de descarga con helio eran del mismo tipo que las que se emitían por parte de ciertas sustancias radiactivas (véase página 321). Estas partículas, que se emiten cuando una sustancia radiactiva se va degradando, se desplazan a una velocidad extraordinariamente rápida (a unos 20.000 km/s) y son muy penetrantes porque tienen una energía muy elevada: atraviesan hojas de metal, como si fueran espíritus atravesando una puerta cerrada, a pesar de que las partículas de un metal se hallan más próximas que las de otros tipos de materiales. Pero no todas las

partículas son capaces de atravesar el metal: una pequeña fracción de éstas rebota hacia atrás y vuelve hacia su origen, lo que hace pensar que en el metal debe de haber algún trozo pequeño e impenetrable que difiere del conjunto del material. «Esto era tan increíble como si se disparara una granada de 15 pulgadas contra un trozo de papel y rebotara», escribió Rutherford, que fue el primero que describió este fenómeno. Si las partículas de un metal sólido se comportan de esta forma, es evidente que las de otro gaseoso deberán hacerlo también. Pero como los vapores de un metal son esencialmente idénticos a otros gases, el modelo de cualquier gas permite la presencia de partículas impenetrables.

MODELO DE UN ÁTOMO

El modelo que se puede aplicar a las partículas esféricas consiste en un pequeño punto central, muy pesado, que acumula casi toda la masa de la partícula, pero ocupa sólo una minúscula fracción de su volumen (si una partícula entera tuviera el tamaño de una pelota de fútbol, el punto central o núcleo tendría el tamaño de un punto final de este libro). El núcleo está cargado con electricidad positiva, y es el "punto impenetrable" que las partículas cargadas positivamente no podían atravesar y contra el que rebotaban al chocar. El resto de la partícula consiste en una nube esférica, absolutamente tenue, que tiene una pequeñísima masa, sólo una fracción 1/1.836 del peso del núcleo, o incluso menos.

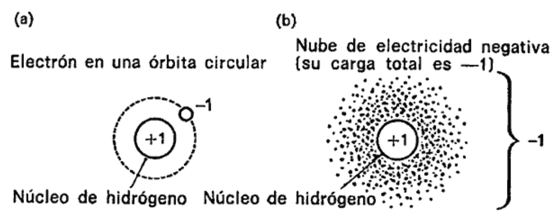


Fig. 15. Diagrama de un átomo de hidrógeno, (a) Diagrama tradicional, en el que se muestra un electrón como una carga puntual que gira alrededor del núcleo. (b) Diagrama que representa al electrón como una nube que indica la densidad probable de carga.

Esta nube contiene carga eléctrica negativa, que compensa exactamente a su carga positiva. La partícula esférica global se denomina *átomo* (véase figura 15).

La densidad del helio es cuatro veces la de las partículas de hidrógeno a muy alta temperatura que estuvieran a la misma temperatura y presión. Puesto que la masa de un átomo se debe casi por completo a su núcleo, se deduce que la masa del núcleo de helio debe ser cuatro veces mayor que la del de hidrógeno. Sin embargo, como veremos más adelante (página 318), lo único que estamos en condiciones de afirmar con certeza es que para la *gran mayoría* de átomos de hidrógeno y de helio la razón de las masas de sus núcleos es de 1 a 4.

Los núcleos de hidrógeno y de helio tienen asimismo cargas distintas. Como la carga del núcleo de hidrógeno es la carga positiva más pequeña de todas las que se conocen, se ha tomado su valor como carga unidad. Diremos así que el núcleo de hidrógeno tiene la carga de 4-1. El núcleo de helio, en cambio, tiene una carga de +2. Estas afirmaciones son ciertas para todos los átomos de hidrógeno y de helio, y de hecho constituyen las definiciones de lo que son estos gases. Por lo tanto, ha de ser igualmente cierto que la nube exterior de los átomos de hidrógeno posee una carga de –1, y que la nube del átomo de helio la tiene de –2 (véase figura 16).

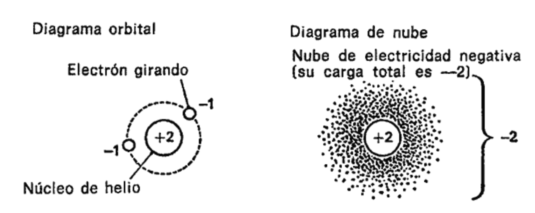


Fig. 16. Diagrama de un átomo de helio.

La nube que rodea los núcleos de cualquier átomo está compuesta por partículas extraordinariamente ligeras, denominadas *electrones,* cada una de las cuales está cargada con la unidad negativa –1. Así pues, un átomo de hidrógeno contiene un electrón, y uno de helio, dos. Uno de los modelos

primitivos de átomo representaba a los electrones moviéndose en órbitas fijas alrededor del núcleo, como los planetas alrededor del Sol. Pero, a diferencia de los planetas, los electrones no se mueven en direcciones fijas, sino que llegan a encontrarse en cualquier punto. Es probable que los electrones de los átomos de hidrógeno y helio estén ubicados en el interior de una zona esférica a una distancia determinada del núcleo. Pero la probabilidad de encontrarlos en cualquier punto no es despreciable, y se reduce gradualmente según sea la distancia al centro del átomo. Teóricamente es imposible observar la posición de un electrón en un instante determinado. De ahí que el modelo de nube que describe una posición promedio para el electrón sea preferible al modelo planetario, que supone que la posición de un electrón queda absolutamente definida. La nube electrónica de un átomo de helio tiene aproximadamente el mismo tamaño que la de un átomo de hidrógeno, pero en el helio contiene 2 electrones en lugar de 1.

Los electrones pueden absorber energía (normalmente en forma de luz) y moverse hacia otra región que esté más alejada del núcleo. No obstante, esto sólo ocurre si la luz tiene exactamente la misma energía que la diferencia de energías entre la del electrón en su región inicial y la del electrón en su nueva posición. (No es posible determinar exactamente la posición de un electrón, pero sí conocemos con exactitud la diferencia de energías entre dos estados.) Si un átomo se halla sometido a la acción de luz de unas longitudes de onda cuya energía no sea la misma que las diferencias de energía entre dos regiones, no absorbe luz de estas longitudes de onda. Los átomos se comportan como si fueran un teléfono público, que sólo se activa si se depositan monedas de 5, 25 o 50 pesetas, pero no las monedas de 1 o 100 pesetas.

Cuando los átomos de hidrógeno se exponen a los rayos X, o a un voltaje muy elevado, es factible que se separe el electrón del núcleo. Esto es precisamente lo que ocurre en el tubo de descarga. Los electrones, que están cargados negativamente, tienden a moverse hacia la placa de metal cargada positivamente, y los núcleos se mueven hacia la placa carga-

da negativamente. El movimiento de partículas cargadas constituye un flujo de corriente eléctrica, por lo que el gas es ahora capaz de conducir la electricidad. De la misma forma, un átomo de helio puede escindirse en un electrón y en una partícula más pesada compuesta por un núcleo de helio rodeado de un único electrón; y esta partícula, cargada positivamente, también es posible que sea despojada de su electrón para dar, al fin, un núcleo de helio (véase figura 17). Las partículas cargadas que se forman cuando a un átomo o un grupo de átomos se les añade o se les elimina uno o más electrones se denominan *iones*.

Los iones positivos H^+ He^+ y He^{2+} atrapan fácilmente de nuevo a sus electrones negativos. Cuando lo consiguen, se desprende energía. Los electrones se mueven, desde las regiones más lejanas al núcleo, hacia las más próximas, y la energía que emiten corresponde a las diferencias entre la de las respectivas regiones.

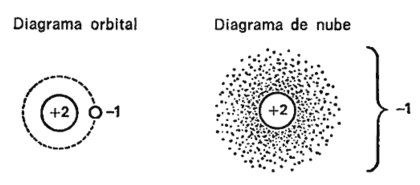


Fig. 17. Diagrama del ion He^+

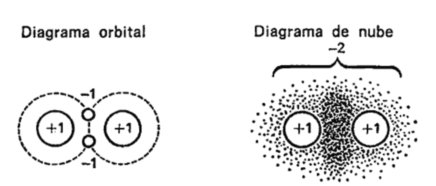


Fig. 18. Diagramas de la molécula de hidrógeno.

Por ello, la energía emitida en un tubo de descarga de gas es de la misma longitud de onda que la que se absorbe al pasar la luz a través de un gas no ionizado.

Hemos visto que la nube de electrones del átomo de helio, en su estado más estable, es aproximadamente del mismo

tamaño que el átomo de hidrógeno, y también sabemos que el helio es extremadamente no reactivo. Se explican ambas cosas por el hecho de que la nube electrónica más cercana al núcleo contiene, como máximo, sólo 2 electrones. El átomo de helio es especialmente estable porque esta región se halla completa, y se requiere una considerable energía para eliminar uno de los electrones, o también para añadir un tercer electrón que ocupase una región más lejana y menos estable.

Sin embargo, el átomo de hidrógeno es menos estable que el de helio porque la región interior contiene sólo la mitad de los electrones que la completarían de forma estable. Esta situación se resuelve, en cierta forma, si dos átomos de hidrógeno se aproximan lo suficiente entre sí y unen sus nubes electrónicas. Los dos núcleos tienen la misma carga eléctrica y se repelen entre sí, lo mismo que hacen los electrones, pero hay una mutua atracción entre los núcleos y los electrones, y las cuatro partículas se disponen de tal modo que las fuerzas de atracción compensan exactamente las fuerzas de repulsión. Las dos nubes electrónicas se funden entre sí para ofrecer la forma mostrada en la figura 18. La distancia internuclear, que es aproximadamente de 0,000 000 000 074 metros, se ha medido mediante el bombardeo de hidrógeno con electrones, y observando cómo éstos se dispersan debido a la acción de las nubes electrónicas. La pareja de átomos de hidrógeno es la forma estable común del hidrógeno a temperaturas normales. Dado que estas partículas de hidrógeno contienen dos átomos, se denominan diatómicas; por otra parte, se ha observado que tienen la forma de balón de rugby.

Las partículas tales como el hidrógeno diatómico, que contienen más de un átomo, se denominan *moléculas.* Las moléculas de *elementos químicos,* como las de hidrógeno, contienen sólo una clase de átomos. Más adelante se describen moléculas de algunos otros elementos químicos.

Las moléculas de hidrógeno, aunque sean mucho más estables a las temperaturas normales que los átomos de hidrógeno individuales. Son, sin embargo, muy reactivas si las comparamos con los átomos de helio. En presencia de otras sustancias, como el oxígeno, se produce una drástica reorde-

nación de los núcleos y de los electrones, de tal forma que todos salen ganando. Pero el estudio de este tipo de cambios lo veremos en el capítulo 8.

VII. DIFERENTES TIPOS DE ÁTOMOS

Hemos visto que los átomos de hidrógeno y de helio se diferencian tanto por la carga de su núcleo como por su masa. En ambos tipos de átomos, la carga positiva del núcleo se encuentra absolutamente compensada por la carga negativa de la nube de electrones; por ello, los átomos de hidrógeno y de helio tienen distinto número de electrones. Como veremos, la masa del núcleo es muy poco efectiva en el comportamiento químico del átomo, puesto que éste se determina sobre todo por el número de electrones del átomo y, por lo tanto, por la carga del núcleo. El átomo de hidrógeno se *define* hoy como el átomo cuya carga nuclear es de +1, y el átomo de helio se define análogamente como el átomo cuya carga nuclear es de +2.

AGUJEROS ENTRE NUBES

Hay más de cien tipos distintos de átomos. La mayor parte de los que poseen una carga menor de +93 en su núcleo existen en la naturaleza, si bien muchos de ellos son extraordinariamente escasos. A continuación se muestran las cargas nucleares de algunos elementos químicos familiares.

Tabla 1. Cargas nucleares* de algunos elementos químicos

Carbono	6	Sodio	11	Calcio	20
Nitrógeno	7	Cloro	17	Hierro	26
Oxígeno	8	Argón	18	Yodo	53
Neón	10			Oro	79
				Protactinio	91
				Uranio	92

* La carga nuclear es siempre positiva, por lo que se omite el signo +.

Vimos, en el capítulo 6, que la nube con dos electrones que rodea el núcleo de helio no ocupa más espacio que la nube electrónica que rodea el núcleo de hidrógeno. La prin-

cipal diferencia entre las nubes de estos dos tipos de átomos es que, en el interior de la región más cercana al núcleo, la probabilidad media de encontrar un electrón en un punto dado es doble en el átomo de helio que en el de hidrógeno. Esta nube, sin embargo, no permite ser ocupada por más de dos electrones. Si un átomo contiene más de dos electrones, los electrones adicionales se ubicarán más lejos del núcleo. Por lo tanto, los átomos que contienen tres o más electrones son más grandes que los de hidrógeno o de helio.

El número de electrones que pueden ubicarse en una nube electrónica aumenta a medida que las nubes de electrones se hallan, progresivamente, más alejadas del núcleo. La nube más cercana ubica sólo dos electrones; la siguiente, ocho; y la tercera, dieciocho. Dado que las nubes electrónicas ocupan regiones concéntricas, como si fueran carcasas esféricas, no es sorprendente que las de mayor radio acomoden más electrones que las más pequeñas. Entre dos nubes electrónicas contiguas hay espacios vacíos en los que la probabilidad de encontrar algún electrón es muy escasa.

Cada una de las nubes, exceptuando las más pequeñas, consisten en zonas en las que existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón, con espacios intermedios en los que tal probabilidad es muy reducida. Para una determinada nube electrónica, una región altamente poblada puede ser distinta de otra en forma, en orientación espacial, o en ambos aspectos. Por ejemplo, la segunda nube más próxima al núcleo está formada por una región esférica y otras tres que tienen la forma de un 8, y se hallan dispuestas entre sí en ángulo recto (véase figura 19). Cada región puede estar ocupada por una nube electrónica que consista en un único electrón o en un par de electrones, e incluso la región podría ser simplemente una envoltura sin ocupar. Hemos visto que la envoltura electrónica más interna, que consiste en una única región esférica, contiene sólo dos electrones. La siguiente envoltura ubica un par en cada una de sus cuatro regiones electrónicas, con un total de ocho. De esta forma, la nube que se encuentra en la envoltura primera es capaz de acoger 2×1 electrones, y la de las segundas envolturas $2 \times (1+3)$ electrones.

Este modelo se va ampliando a las siguientes envolturas. La tercera, a contar desde el núcleo, consiste en 9 regiones, de entre las cuales hay una esférica, tres con formas de 8, y cinco con una forma, aproximada, de cruz. Como antes, en cada una de dichas regiones cabe que haya un par de electrones, por lo que, en conjunto, habría dieciocho electrones en la envoltura tres. La cuarta envoltura, de forma análoga, ubica 32 electrones. Y así se va aumentando el número de electrones, de modo que la carcasa número n ubica n^2 pares de electrones (véase figura 20).

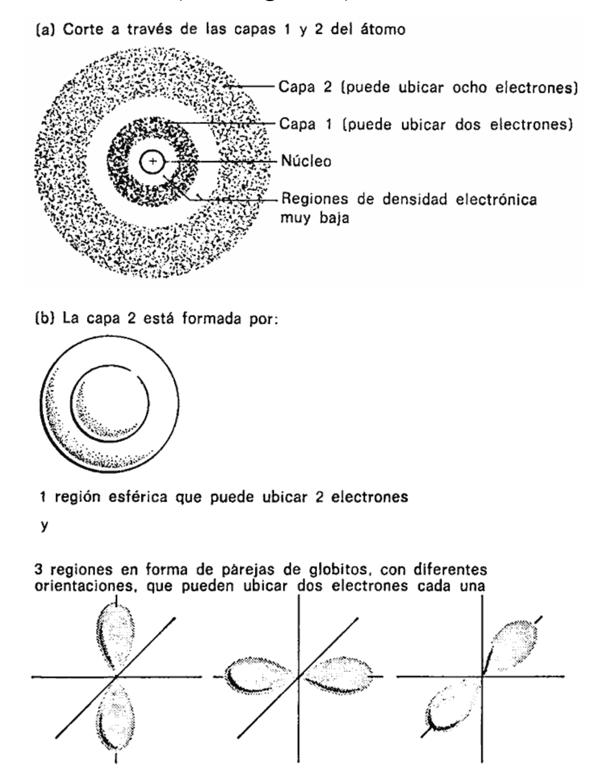


Fig. 19. Diagramas de las dos capas electrónicas internas de un átomo.

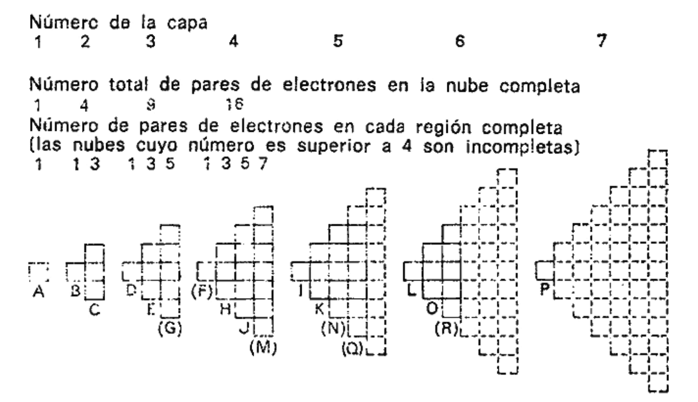


Fig. 20. Disposición de las capas electrónicas que están alrededor de un núcleo atómico Cada *cuadrado pequeño* representa una region que acomoda una nube de hasta dos electrones Una *columna vertical de* cuadrados pequeños representa un conjunto de regiones en las que todos los electrones tienen la misma energía Un *bloque* de cuadrados representa una capa en el espacio que acomoda a una nube electrónica compleja La capa con un único cuadra do, de la izquierda de la página, representa la capa más cercana al núcleo La distancia entre cada una de las capas y el núcleo aumenta de izquierda a de recha La capa *n* a contar desde el núcleo, tiene *n* distintos tipos de regiones (representadas por n columnas verticales) En cada capa, el primer tipo de región ubica un par de electrones, el segundo contiene tres pares; el tercero cinco pares, y así sucesivamente De esta forma, una nube electrónica en una capa completamente llena acomoda 2*n* electrones Los *cuadrados dibujados en puntos* representan regiones que pueden contener electrones excitados pero que no están ocupadas por electrones en los átomos en su estado normal no estimulado Las *letras* sobre cada una de las columnas indican las energías relativas de los electrones que ocupan cada región, donde A representa la mayor energía. Las letras consecutivas en corchetes indican que para estas dos regiones las energías relativas se encuentran tan cercanas que a veces se permutan (Por ejemplo. [F], la región de menor energía de la capa 4, es, normalmente, pero no siempre, de menor energía que [G], la region de mayor energía de la capa 3.)

LA ENERGÍA DE UN ELECTRÓN

A lo largo del resto del libro veremos cómo el comportamiento de un átomo viene determinado casi por completo por la forma en que sus electrones estén dispuestos en las regio-

nes disponibles, y por la fuerza de atracción entre los electrones y el núcleo

Si intentamos comprender por qué un elemento se comporta de determinada manera, necesitaremos saber no sólo el número total de electrones contenidos en un átomo del elemento, sino también qué envolturas electrónicas, e incluso qué regiones de éstas, se hallan ocupadas.

En un átomo no excitado, todos los electrones tienen la menor energía posible, y, por lo tanto, ocuparán aquellas regiones que estén más estrechamente unidas al núcleo. Mediante la medida de la energía que se necesita para excitar un electrón de una región hasta otra de mayor energía, y midiendo asimismo la energía necesaria para separar totalmente a un electrón del núcleo, será posible cuantificar la energía de los electrones de las distintas regiones.



Fig. 21. Disposición de los electrones en algunos átomos ligeros. Como en la figura 20, un cuadradito [ ] indica una región que puede llenarse con un máximo de dos electrones. Se representa a cada electrón mediante una línea diagonal. De esta forma, [/] representa una región que contiene un único electrón, y [×] una región que está completamente llena, con sus dos electrones.

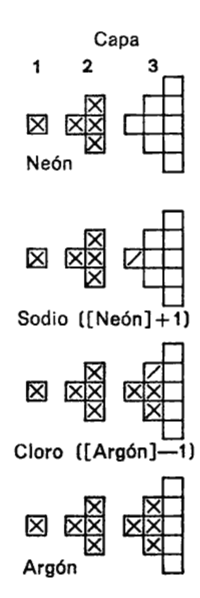


Fig. 22

Parece razonable suponer que cuanto más cerca esté un electrón del núcleo cargado positivamente, más fuerte será la atracción entre ambos. De hecho, se trata de algo cierto: los electrones de la nube electrónica primera se encuentran más firmemente retenidos que los de la nube electrónica segunda, que a su vez están retenidos con mayor firmeza que los de la nube tercera. Los átomos de los elementos de la columna de la izquierda de la tabla 1 tienen su nube primera completa, y contienen dos electrones (véase figura 21). Los elementos carbono, nitrógeno y oxígeno tienen su nube segunda parcialmente llena, y contienen, respectivamente, 4, 5 y 6 electrones. En un átomo de neón, la segunda nube tiene, con ocho electrones, su capacidad completa.

Los elementos de la columna central de la tabla 1 cuentan todos 10 electrones en sus dos nubes electrónicas, totalmente llenas, más cercanas al núcleo. Los restantes electrones empiezan a ocupar la nube tercera, pero no la llenan del todo

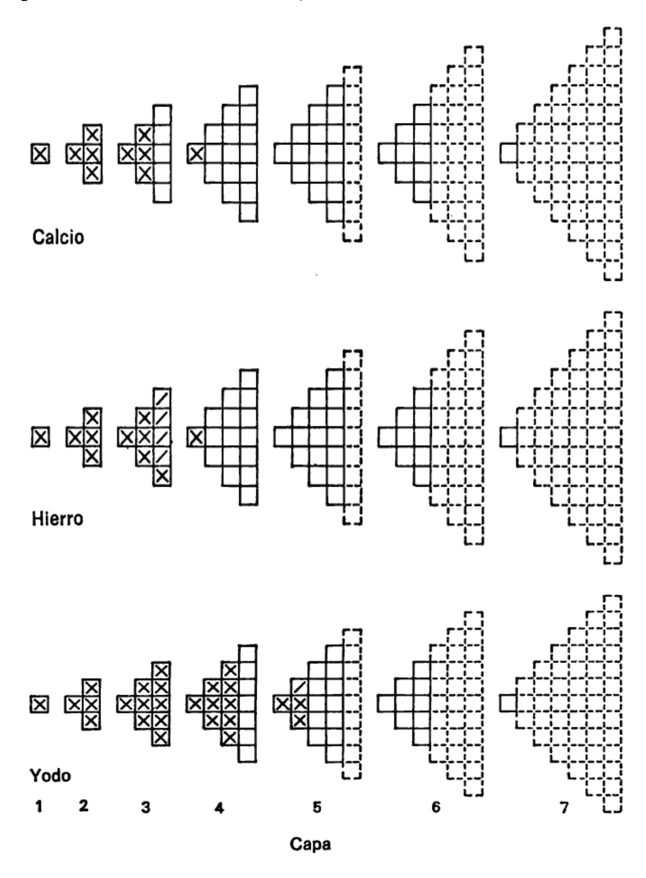
(véase figura 22). Esta situación se hace más compleja y, por lo tanto, menos predecible, para los átomos mayores (véase la tabla 2). A medida que los electrones periféricos se sitúan en puntos más lejanos del núcleo, se hallan menos influidos por éste. El salto energético entre dos nubes adyacentes se va haciendo menor a medida que aumenta el tamaño de las nubes. Para las nubes muy grandes, la diferencia de energía entre una nube y la que ésta tiene más próxima es comparable a las diferencias de energía entre las distintas regiones de una determinada nube. Se desprende, de ahí, que los electrones de la región esférica de la nube cuarta son de menor energía, y, por lo tanto, más estables que los electrones de las regiones más energéticas de la nube tres.

Tabla 2. Disposiciones electrónicas de los átomos de la tabla 1

	Carga	Nube						
Elemento	nuclear	1	2	3	4	5	6	7
Carbono	6	**2**	4					
Nitrógeno	7	**2**	5					
Oxígeno	8	**2**	6					
Neón	10	**6**	**6**					
Sodio	11	**8**	**8**	1				
Cloro	17	**2**	**8**	7				
Argón	18	**2**	**8**	8				
Calcio	20	**2**	**8**	8	2			
Hierro	26	**2**	**8**	14	2			
Yodo	53	**2**	**8**	**18**	18	7		
Oro	79	**2**	**8**	**18**	**32**	18	1	
Protactinio	91	**2**	**8**	**18**	**32**	19 (o 20)	10 (o 9)	2
Uranio	92	**2**	**8**	**18**	**32**	21	9	2
		Nubes completas				Nubes parcialmente llenas		

Todas estas complejidades se visualizan si observamos los elementos de la columna derecha de la tabla l, y, asimismo, la tabla 2. En cada uno de tales elementos, la penúltima nube se halla incompleta, y también así la más externa (véase figura 23). Esta tendencia de los electrones a ocupar envolturas más lejanas al núcleo, en lugar de hacerlo en las internas, se intensifica a medida que aumenta el tamaño del átomo. La

energía de algunos electrones de las nubes 5 y 6 es tan parecida que no se sabe con certeza la exacta disposición de los electrones de algunos de los átomos más pesados, como ocurre con el protactinio (que tiene una carga nuclear de 91 y, por lo tanto, 91 electrones).



Oro

Y un electrón adicional en una de estas dos regiones

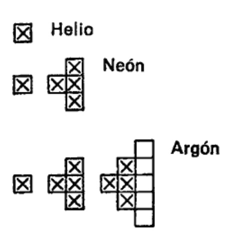
Protactinio

Uranio

1 2 3 4 5 6 7

Capa

Fig. 23. Disposición de los electrones en los átomos de los elementos más pesados indicados en la tabla 2.



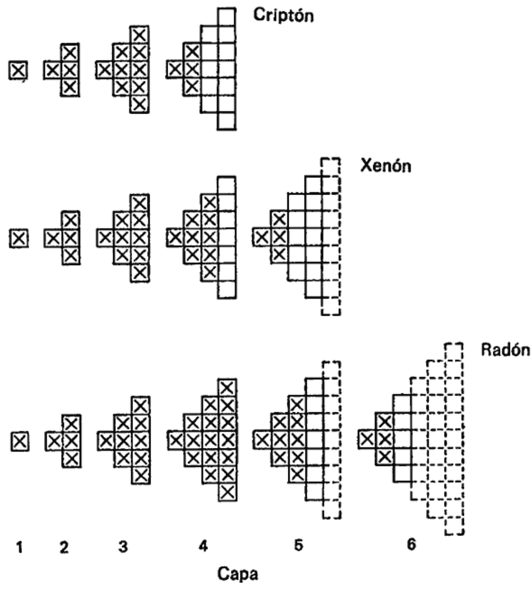


Fig. 24. Disposición de los electrones en los átomos de gases inertes.

DISPOSICIONES ELECTRÓNICAS ESPECIALMENTE ESTABLES

Algunos de los resultados más destacables causados por las diferencias de energía de los electrones de distintas regiones son los relacionados con la altísima estabilidad de los gases inertes. Se necesita muchísima más cantidad de energía para eliminar un electrón del átomo de un gas inerte que un electrón del átomo de cualquier otro elemento. Y, por otra parte, existe una enorme dificultad en adicionar un electrón al átomo de un gas inerte.

El gas inerte más ligero es el helio, en el cual la nube interior está llena, y vacías todas las restantes nubes electrónicas. El siguiente gas inerte es el neón, en el cual las nubes 1 y 2 están completas, y vacías las restantes. Hasta aquí podría parecer que son átomos inertes aquellos que tienen sus nubes

interiores completas. No obstante, ya hemos visto que cuando se empieza a rellenar la nube 3, la interior nunca se halla llena; los electrones ocupan, simultáneamente, al menos dos nubes parcialmente llenas.

Ahora bien, existen gases inertes más pesados {véase figura 24). El siguiente gas inerte, después del neón, es el argón, que constituye el 1% de nuestra atmósfera. Las dos nubes electrónicas más interiores están totalmente llenas, y además tiene 8 electrones en la tercera. En los gases inertes aún más pesados se ha constatado que la nube más externa contiene siempre 8 electrones, que se hallan situados, por parejas, en la región esférica y en las tres regiones con forma de 8. Este conjunto, denominado octeto *exterior, es tan* estable que los átomos que lo poseen se muestran extraordinariamente reacios a cambiarlo. Veremos más adelante (capítulo 10) que la disposición en octeto no sólo explica que existan los gases inertes, sino también el comportamiento de otros muchos elementos químicos.

VIII. PEQUEÑOS GRUPOS DE ÁTOMOS

Algunos átomos retienen sus electrones exteriores más fuertemente que otros (capítulo 7), de modo que cuanto mayor sea la energía que se precisa para trasladar a un electrón lejos del átomo, más estable será éste con respecto al ion cargado positivamente que se habrá formado. Los átomos que retienen a sus electrones más firmemente son los gases inertes, en los cuales la nube electrónica exterior contiene 4 pares de electrones. Esta disposición de los electrones exteriores es la que predomina en la formación de las sustancias más simples.

PÉRDIDA Y GANANCIA DE ELECTRONES

La configuración en octeto de los átomos de los gases inertes es muy estable, por lo que se elimina fácilmente el electrón exterior de un átomo de sodio que tiene tan sólo un electrón más que un gas inerte (véase figura 22). En aras de la simplicidad, representaremos su estructura electrónica como ([gas inerte]+1), o bien ([neón]+1). Cuando se elimina un electrón del átomo de sodio, el ion que queda posee la misma disposición de electrones que un átomo de neón, de modo que este ion que se ha formado es extraordinariamente estable. Hemos eliminado un electrón, que está cargado negativamente, de un átomo neutro. En consecuencia, el ion sodio que queda tiene una carga positiva. El símbolo químico del elemento sodio es Na (de “natrón”, mineral natural que contiene sodio), y por ello el ion sodio se representa por el símbolo Na^+.

Algo paralelo ocurre cuando un átomo, al que le falta sólo un electrón para tener la estructura de octeto, logra la configuración de gas inerte capturando un electrón. Un átomo de cloro, que tiene la estructura ([gas inerte]–1), con suma faci-

lidad gana un electrón y forma un ion cargado negativamente (véase figura 22). Este ion cloruro, que se representa por Cl^-, tiene la misma configuración electrónica que un átomo de argón y es extraordinariamente estable.

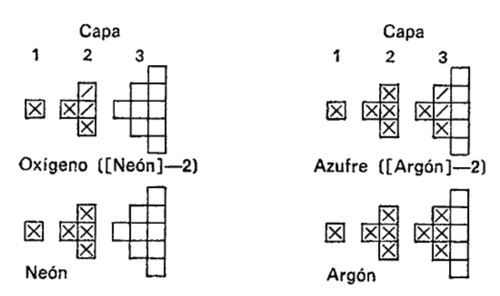


Fig. 25

Los átomos que tienen 2 o 3 electrones más que un gas inerte, con frecuencia los pierden para dar iones cuya carga sea +2 o +3. Incluso, en ocasiones, se forman iones cuya carga es +4. Del mismo modo, los átomos de oxígeno y azufre, cuyas estructuras electrónicas son ([gas inerte]–2), pueden ganar 2 electrones para llegar a ser iones con una doble carga negativa (véase figura 25). No obstante, los iones de carga negativa superior a –2 son extraordinariamente escasos.

Ahora bien, existen diversos tipos de átomos cuyas estructuras son bastante diferentes de las configuraciones de los gases inertes. Dichos átomos no adquieren una estructura de octeto mediante el simple intercambio de uno o dos electrones. Encontramos un ejemplo en el carbono (véase figura 21), cuya estructura se expresa como ([helio]+4), o también ([neón]–4). Debería ganar o perder 4 electrones para tomar la configuración de gas inerte. Cualquiera de estos cambios produciría una concentración muy alta e inestable de carga eléctrica alrededor de un ion pequeño. De ahí que los átomos de carbono no tengan mucha tendencia a formar iones cargados ni positivamente ni negativamente.

ALGUNOS ELEMENTOS QUÍMICOS GASEOSOS

Es posible ilustrar el distinto comportamiento de los átomos que tienen diferentes tipos de estructura electrónica si consideramos lo que ocurre cuando se aproximan dos o más átomos. Para que suceda algo, los átomos no han de moverse con demasiada rapidez y tampoco han de estar excesivamente distantes. La interacción será, pues, más intensa si la temperatura es baja y la presión alta.

Cuando se enfría y se comprime un gas inerte, casi no ocurre nada; la disposición en octeto es más estable que cualquier otra alternativa. A temperaturas muy bajas y a presiones elevadas, los átomos se hallan tan juntos que las cargas eléctricas del núcleo y de la nube electrónica de uno de ellos ejercen influencia sobre el tamaño y la forma de la nube electrónica de los átomos circundantes. Esta ligera distorsión de dicha nube genera fuerzas cohesivas que permiten a los átomos unirse entre sí para producir un líquido. Pero las fuerzas cohesivas en los gases inertes licuados son extraordinariamente débiles, como se constata por sus bajos puntos de ebullición. A la presión atmosférica, el helio y el argón hierven a –269°C y –186°C, respectivamente. Asimismo, existe muy poca interacción entre los átomos del gas inerte helio y los de otros elementos.

Los átomos de hidrógeno se comportan de una forma algo distinta, según vimos en otro capítulo. Cuando un átomo de hidrógeno se aproxima a otro, las dos nubes electrónicas coalescen. Es como si cada núcleo de hidrógeno intentara atrapar a ambos electrones para sí, para conseguir la configuración del helio, que es muy estable, con un par de electrones en su nube electrónica. Las nubes combinadas forman dos regiones, cada una de las cuales es capaz de ubicar dos electrones. En la forma más estable de estas regiones, el par de electrones permanece la mayor parte del tiempo entre los dos núcleos. La fuerza de repulsión entre los cargados positivamente se reduce si los núcleos forman como pantallas entre sí. De este modo, si los dos electrones se encuentran entre los núcleos, la pareja de átomos de hidrógeno tiende a permane-

cer unida. Dos átomos de hidrógeno permanecen unidos porque proporcionan el par de electrones necesarios para completar la región más estable de la nueva nube electrónica. La molécula de hidrógeno, H_2 (que se escribe así porque contiene dos átomos de hidrógeno), es mucho más estable que los átomos independientes, y sólo se disocia a muy altas temperaturas. Entonces, la molécula vibra de forma tan violenta que la nube electrónica se escinde y se separan los dos núcleos, tomando un electrón cada uno.

Los átomos de cloro se unen de modo similar. Un átomo individual tiene la estructura ([argón] – 1), en la que ocupan las cuatro regiones más estables de la tercera nube electrónica. (Las dos nubes más interiores están llenas y contribuyen muy poco al comportamiento del átomo de cloro. La química es, sobre todo, el estudio de lo que ocurre en las nubes electrónicas parcialmente llenas.) Cuando dos átomos de cloro se aproximan entre sí, las regiones ocupadas de las nubes electrónicas coalescen y se mezclan íntimamente. Se forman, entonces, ocho nuevas regiones. Los catorce electrones exteriores de los dos átomos de cloro (7 de cada uno) se sitúan por parejas en las siete regiones de menor energía. Una de éstas se halla entre los dos núcleos de cloro y, en cierto modo, compensa la repulsión entre ambos. Los dos átomos de cloro permanecen unidos en forma de molécula, lo que podemos representar como Cl_2. La nube electrónica exterior alrededor de cada núcleo es ahora muy similar a la de un gas inerte, puesto que posee cuatro pares de electrones en la nube tercera. De los cuatro pares de electrones exteriores que están alrededor de cada núcleo de cloro, uno de ellos se encuentra compartido por los dos núcleos, mientras que los otros tres pares de electrones se hallan asociados principalmente a uno de los núcleos de cloro (véase figura 26). Evidentemente, los saltos de energía entre los cuatro pares de electrones alrededor de un núcleo no son los mismos que los correspondientes a los cuatro pares de electrones de un átomo de argón, porque han sido alterados en el proceso de mezcla.

La molécula de cloro es menos estable que la de hidrógeno y se escinde mediante tan sólo la energía solar. Los

átomos de cloro individuales son muy reactivos, y tienden a completar su octeto exterior, frecuentemente combinándose con cualquier átomo de hidrógeno que pudiese encontrarse en la región (véase más adelante). Los átomos de cloro libres atacan a la materia viva y a muchos colorantes. De ahí la razón de que se emplee el cloro como desinfectante en piscinas o como desinfectante y blanqueante en el hogar.

Otros elementos químicos gaseosos que originan moléculas a partir de pares de átomos son el nitrógeno y el oxígeno. Es más difícil de visualizar la disposición de los electrones en N_2 y en 0_2 que en H_2 y Cl_2. Cabe señalar que en las moléculas de hidrógeno y en las de oxígeno la concentración de electrones situados entre los dos núcleos es mucho mayor que en la molécula de cloro (véase figura 26). En consecuencia, los dos núcleos se hallan más cerca que en el caso de la molécula de cloro, y estas moléculas son más resistentes, en el sentido de que vibran con menor facilidad.

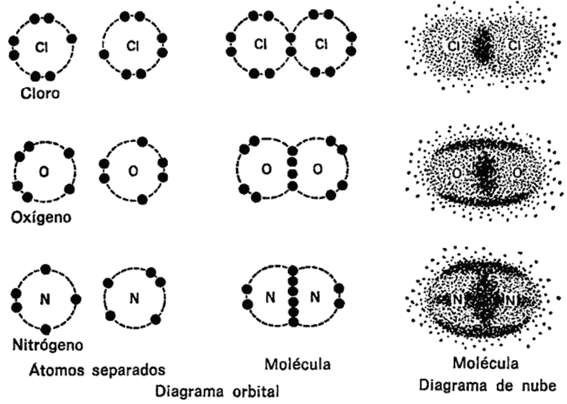


Fig. 26. Formación de moléculas diatómicas de diversos elementos químicos gaseosos. Sólo se muestra la capa de electrones exteriores Los símbolos Cl, O y N representan núcleos atómicos rodeados por capas electrónicas completas

Naturalmente, todas las moléculas diatómicas que hemos descrito poseen la misma simetría que la de la molécula de hidrógeno, es decir, en forma de pelota de rugby.

MOLÉCULAS EN FORMA DE HUEVO

Los átomos que se combinan entre sí para formar moléculas no necesitan, en absoluto, ser del mismo elemento. Si se hace saltar una chispa eléctrica en una mezcla de cloro e hidrógeno, los átomos se combinan para formar moléculas de cloruro de hidrógeno, y cada una de éstas contiene un átomo de hidrógeno y otro de cloro. En esta molécula, el único electrón de hidrógeno interacciona con la nube electrónica exterior del átomo de cloro, de tal forma que coloca un par de electrones entre los dos núcleos (véase figura 27). Puesto que comparten un par de electrones, el núcleo de hidrógeno está ahora asociado a dos electrones (como el helio), y el átomo de cloro tiene ahora 8 electrones en su nube exterior (como el argón). El par de electrones compartido en HCl, a diferencia de los de electrones análogos en H_2 y Cl_2, no se halla situado exactamente en el punto medio entre los núcleos. El núcleo de cloro (cuya carga es +17) atrae a los electrones con mayor fuerza que el de hidrógeno, cargado sólo con una carga positiva. Por lo tanto, los electrones situados entre los dos núcleos permanecen más tiempo cerca del núcleo de cloro que del de hidrógeno. Podemos imaginar la molécula HCl como si tuviera forma de huevo más que de balón de rugby; el átomo de cloro tiene mayor masa que el hidrógeno, y, asimismo, contiene una mayor concentración de carga negativa.

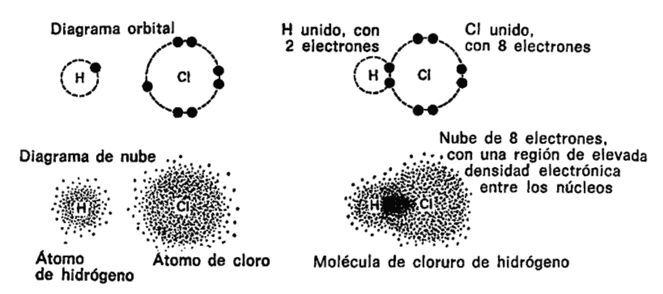


Fig. 27. Combinación del hidrógeno con el cloro. Como en la figura 26, sólo se muestran los electrones exteriores. Los símbolos H y Cl representan un núcleo rodeado por nubes electrónicas completas.

DOS MOLÉCULAS TRIATÓMICAS

Dos de los componentes minoritarios del aire son el dióxido de carbono y el agua, y ambos están compuestos por moléculas que contienen tres átomos. Las moléculas de dióxido de carbono (CO_2) contienen dos átomos de oxígeno y uno de carbono. La relación que existe entre la temperatura y el contenido de energía en este gas muestra que la molécula de dióxido de carbono gira alrededor de dos ejes, por lo que tiene una forma más bien de pelota de rugby que de bumerán. Dicha forma se constata al observar cómo este gas dispersa un haz de electrones. Una disposición lineal de los tres núcleos podría ser O—C—O u O—O—C. La primera estructura tendría una nube electrónica simétrica alrededor del átomo de carbono central, pero ya que el oxígeno atrae a sus electrones más fuertemente que el carbono, la segunda disposición poseería una nube electrónica en forma de huevo, con un pequeño exceso de electrones en el extremo en el que hay más oxígeno. Las mediciones eléctricas realizadas muestran que la molécula de dióxido de carbono es simétrica, por lo que el átomo de carbono debe situarse en el centro de dos átomos de oxígeno (véase figura 28).

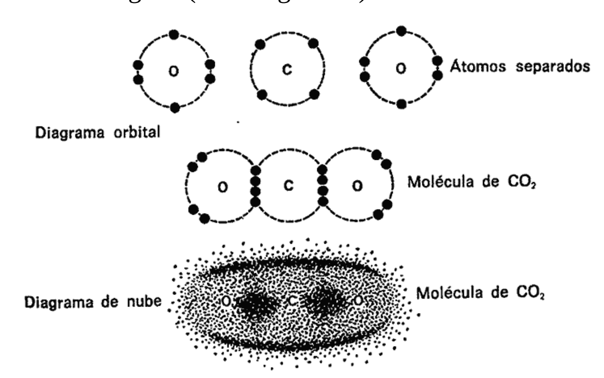


Fig. 28. Formación de la molécula de dióxido de carbono.

Las moléculas del vapor de agua contienen dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Tales moléculas poseen la sime-

tría de bumerán, y, como los dos átomos de hidrógeno se comportan de forma idéntica, el de oxígeno debe encontrarse en el ángulo del bumerán, y los de hidrógeno en los extremos de cada uno de sus brazos (véase figura 29). El oxígeno atrae a los electrones mucho más intensamente que el hidrógeno, por lo que se produce un ligero exceso de electrones alrededor del átomo de oxígeno. Esta carga negativa cerca del átomo de oxígeno viene compensada por las pequeñas cargas positivas alrededor de cada uno de los átomos de hidrógeno.

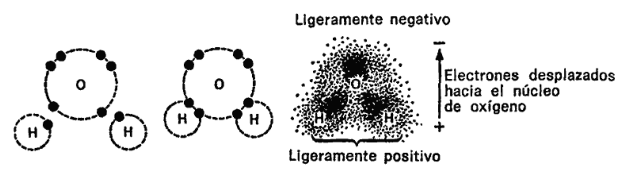


Fig. 29. Formación de la molécula de agua.

Acaso parezca extraño que las moléculas de dióxido de carbono y de agua sean de formas tan dispares, cuando ambas son triatómicas y contienen dos átomos de una clase y uno de otra. Sin embargo, resulta muy fácil comprender por qué es así si consideramos la forma en que se disponen los electrones para originar que tres átomos den, en cada molécula, una estructura, muy estable, de gas inerte. Si bien este modelo es menos favorable para describir la molécula que la mezcla total de las nubes electrónicas exteriores, posee la ventaja de que resulta más fácil de visualizar. Por ello, si bien con moderación, lo utilizaremos aquí.

Una molécula de dióxido de carbono, el átomo central de carbono, tiene cuatro electrones menos que la estructura del neón, y cada átomo de oxígeno cuenta dos electrones menos. Los tres átomos adquieren la disposición electrónica del neón si el átomo de carbono comparte sus cuatro electrones, dos con cada átomo de oxígeno, y si cada átomo de oxígeno comparte a su vez sus dos electrones con el átomo de carbono, como se muestra en la figura 28. De esta forma, los 8 electrones exteriores cercanos al átomo de carbono se disponen en dos grupos: hay 4 electrones en dirección a cada uno

de los átomos de oxígeno. Como los grupos de electrones están cargados negativamente, tienden a repelerse entre sí, de modo que, para conseguir una disposición en la que ambos grupos se encuentren lo más lejanos posible, toman posiciones en las caras opuestas del átomo de carbono. De ahí que los tres átomos O—C—O estén dispuestos en una línea recta.

El átomo de oxígeno de la molécula de agua necesita, del mismo modo, tomar dos electrones para lograr la estructura del neón; y cada átomo de hidrógeno precisa un electrón adicional para conseguir la misma configuración que el helio. El átomo de oxígeno se halla entonces rodeado de 8 electrones exteriores, dos de los cuales proceden de los átomos de hidrógeno (véanse figuras 29 y 32-c). Estos electrones están dispuestos en cuatro pares, dos de los cuales se asocian exclusivamente al átomo de oxígeno. Los dos pares restantes están asociados, respectivamente, a cada uno de los átomos de hidrógeno. Los cuatro pares de electrones se repelen entre sí y se disponen aproximadamente como si estuvieran en los vértices de un tetraedro regular. De hecho, el ángulo de bumerán que forman es de 104,5°, y en un tetraedro regular el ángulo es de 109°. Lo que ha ocurrido es que los pares de electrones no compartidos, que permanecen alrededor del oxígeno, ocupan algo más de espacio que los pares de electrones compartidos, que se ven empujados en la dirección del átomo de hidrógeno. El ángulo $H\hat{O}H$, es, por ello, algo más pequeño de lo que debería ser.

METANO Y AMONÍACO

Fácilmente predeciremos la forma de las moléculas del amoníaco (NH_3) y del metano (CH_4) si utilizamos un modelo similar al que hemos usado con el agua. Ambas sustancias son gases a la temperatura ambiente. La mayor parte de nosotros estamos familiarizados con el olor del amoníaco, con-

tenido en algunos productos domésticos de limpieza o en la orina no reciente.[8]

El metano, anteriormente denominado grisú, es un gas inflamable que no tiene olor, y cuyo uso como combustible es hoy importante ("gas natural").

En la molécula de metano, cada átomo de hidrógeno se encuentra rodeado por un par de electrones y compartido con el átomo de carbono central. Este átomo de carbono, a su vez, se halla rodeado por cuatro pares de electrones, cada uno de los cuales se comparte con un átomo de hidrógeno (véase figura 30). Dado que dichos pares son por completo equivalentes, no existe razón alguna por la cual no deban hallarse perfectamente situados en los vértices de un tetraedro regular (véase figura 32-a). Las medidas de dispersión de un haz de electrones nos dicen que los ángulos H–C–H son todos de 190°.

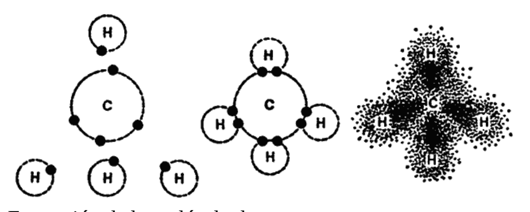


Fig. 30. Formación de la molécula de metano.

El átomo de nitrógeno tiene la estructura ([neón]–3) y por ello necesita adquirir tres electrones más para llenar su nube electrónica exterior. La configuración indicada se consigue en la molécula de amoníaco, en la que el átomo del nitrógeno comparte electrones con los tres átomos de hidrógeno que le rodean. De los cuatro pares de electrones exteriores alrededor del nitrógeno, sólo tres están compartidos. Los cuatro pares se hallan, evidentemente, en una disposición tetraédrica, con el par no compartido ocupando algo más de espacio que los otros tres. Los átomos de hidrógeno se sitúan, por lo tanto, en

[8] En la Edad Media se llegó a emplear la orina pasada como blanqueante.

los vértices de un triángulo, con el átomo de nitrógeno centrado por encima de los tres (véase figura 31). Los enlaces H N H están algo menos abiertos que los ángulos de un tetraedro regular (véase figura 32-b), pero más que el ángulo del agua. El valor que se ha medido es de 108°.

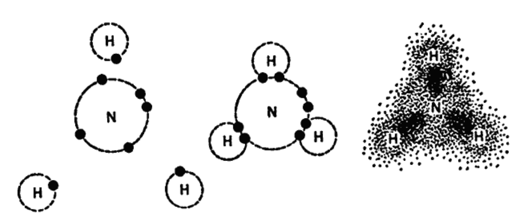


Fig. 31. Formación de la molécula de amoniaco.

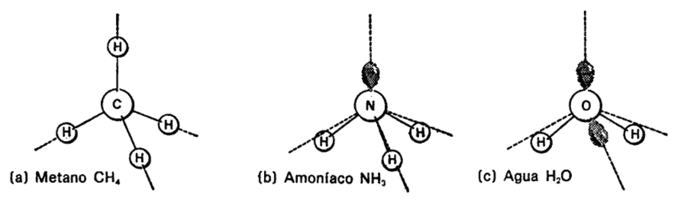


Fig. 32. Tres moléculas simples. Cada átomo central está rodeado por 4 pares de electrones. Las líneas llenas representan pares de electrones compartidos entre el átomo central y un átomo de hidrógeno. Las áreas sombreadas representan pares de electrones asociados sólo con el átomo central Las líneas de puntos indican la dirección de los vértices de un tetraedro regular.

FORMAS MÁS DENSAS DE LA MATERIA

Exceptuando el agua, que comentaremos extensamente más adelante, todas las sustancias mencionadas en este capítulo son gases a la temperatura y presión normales. Sus partículas se encuentran muy espaciadas y ejercen escasa influencia una sobre otra; son sustancias que tienen densidades muy bajas. Cuando se enfría un gas, o se le comprime, o ambos procesos simultáneamente, se condensa para originar una forma mucho más densa de materia. Es habitual que un gas se condense para convertirse en un líquido, pero también es posible que el gas pase directamente a sólido, como ocurre

cuando se enfrían vapores de yodo a la presión atmosférica. Veamos con más atención lo que ocurre en las partículas cuando un gas se condensa.

Al enfriarse y comprimirse los gases, sus partículas se mueven cada vez más lentamente, y decrece la distancia entre ellas. Pueden llegar a encontrarse muy juntas durante un tiempo suficientemente largo como para que se deformen sus nubes electrónicas debido a las mutuas interacciones. La distribución de cargas eléctricas se desequilibra incluso si las partículas iniciales poseían una alta simetría. El extremo más positivo de una partícula se ve atraído por el extremo más negativo de otra. Dado que la presión crece y la temperatura decrece, los gases se comportan cada vez más de una forma no ideal, y, en un momento determinado, pasan a líquidos.

¿.Hasta qué punto podemos decir que las partículas de un líquido son las “mismas” que las del vapor de la misma sustancia? En definitiva, un líquido se comporta de forma muy distinta a un gas. Las fuerzas entre las partículas de un líquido son mucho más intensas, hasta el punto de que a veces son capaces incluso de vencer la fuerza gravitatoria de la Tierra. Si se dispone una pequeña cantidad de líquido en un recipiente, forma una gotita esférica, que es el modo de tener la mayor cantidad posible de partículas en contacto unas con otras. Pero si intentamos que la gota sea mucho mayor, veremos que las fuerzas de cohesión del líquido no son tan fuertes como para impedir que las moléculas de la parte superior de la gota fluyan hacia una posición más cercana a la Tierra. De ahí que una gran cantidad de líquido forme un charco, con una superficie superior horizontal, con lo que sus partículas se encuentran lo más próximas posible a la Tierna.

Las nubes electrónicas de las partículas de un líquido están ligeramente más deformadas que las de vapor de la misma sustancia. En consecuencia, no podemos considerar que las partículas sean absolutamente idénticas en los dos estados, si bien la diferencia entre ellas es, normalmente, muy pequeña. El grado de facilidad con que un gas se licúa depende tanto de la masa de sus partículas constituyentes como de su tamaño (véase la tabla 3). Para una determinada tempe-

ratura, las partículas ligeras se moverán más rápidamente que las pesadas. Por lo tanto, si deseamos licuar dos gases que contengan partículas de forma similar, el que de ellos posea partículas más ligeras deberá enfriarse a una temperatura más baja (o someterse a una presión más elevada). Así pues, el helio es mucho más difícil de licuar que el neón o el argón, mientras que el hidrógeno es más difícil de licuar que el oxígeno, al que, a su vez, le cuesta más licuarse que al cloro.

Normalmente, es más fácil cambiar la forma de una nube electrónica de una molécula que deformar la nube electrónica esférica, muy estable, de un átomo, de masa similar, de gas inerte. Las fuerzas de cohesión entre moléculas pequeñas, como las de hidrógeno, oxígeno o metano, son, en consecuencia, más intensas que las que unen átomos de gases inertes. Será, por lo tanto, más difícil licuar los gases inertes que los gases que contengan moléculas de masa similar, o incluso menor.

Tabla 3. Puntos de ebullición de diversos líquidos

Sustancia	Fórmula de la partícula	Masa aproximada de la partícula*	Punto de ebullición Aproximado** ***
Helio	He	4	4
Hidrógeno	H_2	2	20
Neón	Ne	20	27
Argón	A	40	87
Nitrógeno	N_2	28	77
Oxígeno	O_2	32	90
Metano	CH_4	16	112
Amoníaco	NH_3	17	240
Agua	H_2O	18	373

* Relativa al átomo de hidrógeno.
** A la presión atmosférica.
*** A la escala «absoluta» de temperaturas: para convertir a °C, restar 273.

Los gases que contienen moléculas con forma ovoide o triangular, en los que ya hay una nube electrónica permanentemente deformada, son, por lo general, mucho más fáciles de licuar que los gases que contienen moléculas más simétricas de masa similar. Esto se debe a que ya existen fuerzas de atracción entre las partes de una molécula cargadas negativamente y las de otra cargadas positivamente.

La masa de una molécula de amoníaco es algo mayor que la de otra de metano, pero el punto de ebullición del metano (que tiene una molécula tetraédrica muy simétrica) es más de 100°C menor que el del amoníaco (que tiene una molécula piramidal, menos simétrica, con una gran concentración de electrones en su vértice superior).

PARTÍCULAS DISTRIBUIDAS REGULARMENTE

Si enfriamos un líquido, sus partículas pierden energía y se mueven cada vez más lentamente. Cuando las partículas ya no llegan a poseer energía ni para moverse de un sitio a otro, el líquido se solidifica. Cada partícula de un sólido forma parte de una estructura regular que depende del tamaño y forma de las partículas, así como de la intensidad de las fuerzas entre ellas. Las partículas podrán vibrar y rotar, pero su posición media se halla permanentemente fija.

La mayor parte de las sustancias que hemos comentado en este capítulo (excepto el agua) se dan en forma sólida sólo si la temperatura es extremadamente baja. Esto se debe, en parte, a que las moléculas son tan pequeñas que se han de enfriar muchísimo antes de que estén lo suficientemente retenidas como para mantenerse en una posición fija. El fenómeno también se debe, en parte, a que las fuerzas de atracción entre las partículas con simetría esférica, o con forma de balón de rugby, son bastante débiles. La diferencia entre las nubes electrónicas de las partículas en sus formas sólida y líquida es normalmente menor que la existente entre las partículas en fase líquida y en fase vapor; por ello cabe afirmar que las partículas son las “mismas” en cada estado.

Cuando se enfría lentamente un líquido es posible que no se solidifique nada del mismo. Al cabo de un tiempo aparecen pequeños puntitos de sólido, que van creciendo a medida que las partículas del líquido adquieren posiciones fijas alrededor de los puntos iniciales. Asimismo, se van formando cristales de tamaño apreciable. Si echamos pequeños cristales en un líquido que esté en su punto de congelación, crecerán

sin ningún problema (por ejemplo, en las paredes del recipiente o sobre las superficies de los cristales que hemos echado). Para una sustancia determinada, todos sus cristales "perfectos" tienen la misma forma, independientemente de su tamaño, porque los ángulos entre las caras de un cristal vienen determinados por las posiciones fijas de las partículas del sólido.

Conoceremos la distribución de las partículas en un sólido si hacemos incidir un haz de rayos X sobre un cristal de dicho sólido y medimos los ángulos con los que emergen los rayos X. Las posiciones de los átomos en el interior del sólido se calculan de esta forma, del mismo modo que podíamos deducir las formas de las moléculas cuando las sometíamos a una corriente de electrones. Los resultados muestran que el tamaño y la forma de las moléculas son los mismos, tanto si la sustancia es sólida como gaseosa; y si bien las moléculas se hallan mucho más compactas en un sólido, la distancia de una molécula a otra es apreciablemente mayor que la distancia entre un átomo y su contiguo de la misma molécula. Esto es verdad incluso para el hielo, que tiene unas mucho mayores fuerzas de atracción entre las moléculas. En resumen, las moléculas mantienen su identidad independientemente de que se muevan con gran rapidez y estén muy separadas de sus moléculas cercanas, o se hallen rodeadas por partículas similares y muy próximas y que sólo vibren ligeramente alrededor de una posición fija.

Cuando un sólido está formado por moléculas independientes unidas sólo mediante fuerzas débiles, normalmente es un sólido mecánicamente débil: funde a baja temperatura y puede ser triturado o roto con facilidad. Encontramos ejemplos familiares en la cera y en las bolas de naftalina. Ambas sustancias son sólidas a la temperatura ambiente porque sus moléculas son mucho más pesadas que las de los gases simples que hemos considerado antes en este capítulo.

ALGUNAS PECULIARIDADES DEL AGUA

El agua es probablemente la única sustancia conocida por la mayor parte de la gente en sus tres estados de agregación. Es posible que esto se deba, al menos en parte, a que las formas sólida, líquida y gaseosa del agua se describen con tres palabras distintas, del mismo modo que existen numerosas palabras árabes para distinguir las variadas formas y tamaños de un camello, y hay un vocabulario igualmente preciso en lapón para designar al reno. El agua, el hielo y el vapor presentan unos comportamientos extraordinariamente distintos, pero ¿es que las moléculas de los tres estados difieren entre sí más que las moléculas de las formas gaseosa, líquida y sólida del metano?

Una de las principales diferencias entre el agua y otras sustancias que hemos mencionado ya en este capítulo, es la gran importancia de las fuerzas de cohesión entre las moléculas de agua cercanas. Tales fuerzas se deben a que las nubes electrónicas de una molécula de H_2O se hallan permanentemente desequilibradas, con una gran concentración de electrones en el átomo de oxígeno situado en el vértice del bumerán. Las fuerzas entre las moléculas adyacentes de agua o de hielo son unas 10 veces más poderosas que las que existen entre moléculas cercanas de cera fundida o sólida (aunque dichas fuerzas entre moléculas son sólo del orden de la décima parte de las fuerzas interatómicas del interior de las moléculas del agua o de la cera).

La intensidad de las fuerzas entre las moléculas de agua se refleja en el hecho de que, en un día frío de invierno, el agua se halla en forma sólida. El amoníaco y el metano, cuyas partículas tienen aproximadamente la misma masa, son gases que necesitan ser enfriados 30°C y 160°C más antes de que lleguen a condensarse.

Cuando se calienta hielo a 0°C, funde. Ahora bien, es sorprendente el hecho de que se requiere relativamente poca cantidad de energía para fundir una cierta cantidad de hielo, cosa que se debe a que en la fusión del hielo solamente deben romperse unos enlaces entre moléculas de agua. En cuanto al

líquido, siguen manteniéndose fuerzas de cohesión bastante fuertes, que son las que explican muchas de las peculiaridades del agua, tales como su alto punto de ebullición y su alta densidad comparada con la del hielo.

Aunque las fuerzas de cohesión del hielo son considerables, las moléculas de agua en éste no se encuentran muy apretadas y la estructura global posee una disposición bastante hueca. Cuando funde el hielo, alguno de los enlaces de su estructura se rompen, pero el resto de dicha estructura permanece intacto. Todo el conjunto de moléculas ocupa entonces un espacio más reducido que el que antes ocupaba, del mismo modo que es posible que una construcción de mecano, terminada, se ubique en un espacio menor si se desmontan algunos de sus tomillos. Así, el agua líquida ocupa menos espacio que el hielo, y, por lo tanto, es más densa. Inversamente, cuando se congela el agua, ésta se expande. Hay muy pocas sustancias que se comporten de esta forma, pero estamos tan acostumbrados a las características del agua que tendemos a pensar que todas las sustancias se comportan igualmente. Sabemos que el hielo se forma en la superficie de un estanque, y que las conducciones de agua revientan si en su interior se hiela el agua. Muchas veces fundimos hielo aplicándole presión: una presión considerable si estamos esquiando sobre él, o una presión mucho menor si formamos una bola de nieve (no es posible hacer bolas de nieve si la temperatura es mucho menor de 0°C, ya que. a bajas temperaturas, la presión que nos es dado aplicar con las manos es insuficiente como para llegar a fundir la nieve). Como las moléculas se hallan intensamente atraídas una hacia otra, tanto en el agua sólida como en el agua líquida, podemos afirmar, sin excesivo margen de error, que cuando el hielo funde hay muy pocos cambios en las disposiciones de átomos y moléculas del agua.

Se produce un cambio más drástico cuando el agua hierve. Al calentar el líquido a 100°C, las intensas interacciones que actúan en el líquido se ven compensadas por la gran movilidad de las moléculas, que, entonces, son capaces de escapar en forma de vapor. No obstante, a diferencia de las

partículas de los otros gases que hemos estudiado en este capítulo, no todas las moléculas de agua tienen libertad como para moverse independientemente unas de otras. Debido a las fuerzas de atracción entre ellas, algunas partículas se unen para formar parejas, o pequeños conglomerados. La proporción de moléculas que forman parte de un grupo, y el tamaño de éste, dependen tanto de la temperatura como de la presión del vapor. Cuanto mayor sea la temperatura, con mayor rapidez se moverán las moléculas y menos posibilidad habrá de que los grupos de éstas permanezcan juntos durante un tiempo apreciable. Cuanta más cantidad de moléculas de agua haya en un espacio dado, tanto mayor será la posibilidad de que se reúnan formando grupos. La mezcla de moléculas de agua individuales y pequeños agregados, que constituyen el vapor, es muy diferente del conjunto ordenado de moléculas fuertemente unidas al hielo, y también es muy distinto de la aglomeración de moléculas del agua líquida, fuertemente unidas, pero menos ordenadas. Cualquier discusión que tengamos sobre si el hielo, el agua y el vapor son "realmente la misma sustancia" es fútil. El comportamiento de una sustancia depende tanto de la naturaleza de sus partículas individuales como de la forma con que interaccionan con sus partículas cercanas. En cierto modo, el metano gaseoso y el vapor de agua tienen más en común que el agua con el vapor de agua. Probablemente sea mejor que no nos obliguemos a nosotros mismos a definir rigurosamente el concepto "la misma sustancia", pero debemos reconocer que hay algunas sustancias que cambian más que otras. Es realmente cierto que existe mucha similitud entre las moléculas del metano líquido y las del metano gaseoso: se parecen más que las moléculas de vapor y de agua líquida. Asimismo, es igualmente cierto que en todas las sustancias se producen considerables variaciones cuando cambian de un estado a otro.

Incluso en el hielo, las fuerzas que hay entre moléculas son sólo del orden de la décima parte de las que se dan en el interior de tales moléculas. Consideraremos, pues, al hielo como un sólido que contiene moléculas separadas y distinguibles entre sí. En el próximo capítulo comentaremos algu-

nos tipos muy importantes de sólidos que no contienen moléculas separadas, sino que consisten en conjuntos extensos y tridimensionales de diversos tipos de partículas. Veremos cómo tales sólidos se comportan de una forma muy distinta a los materiales blandos, frágiles y de bajo punto de fusión que hasta ahora hemos descrito.

IX. GRANDES CONJUNTOS DE ÁTOMOS

De los sólidos que nos son familiares en nuestra vida cotidiana, muy pocos están formados por moléculas individuales. La mayor parte de dichos sólidos son mucho más duros que la cera o que las bolas de naftalina, y, la mayor parte de ellos también, poseen una estructura ordenada y muy extensa. Como ejemplos de tres tipos muy distintos de ordenaciones, estudiaremos la ordenación de las partículas del diamante, el aluminio y la sal común.

LOS ÁTOMOS DE CARBONO DEL DIAMANTE

El diamante es una de las formas del elemento carbono, por lo que sólo contiene átomos de carbono.

Hemos visto que un átomo de carbono, al que le faltan cuatro electrones para tener la configuración de gas inerte, puede cubrir esta deficiencia compartiendo sus electrones con cuatro átomos de hidrógeno. En el diamante ocurre una cosa parecida: diversos átomos de carbono se hallan muy próximos y comparten asimismo sus electrones. Cada átomo de carbono comparte uno de sus electrones con cada uno de los cuatro átomos circundantes, con lo que adquiere la estructura estable del neón, en el que la nube electrónica exterior contiene cuatro pares de electrones. Al igual que en la molécula de metano estos pares de electrones se repelen entre sí y se sitúan, tomando las posiciones orientadas hacia los vértices de un tetraedro, lo más lejos posible los unos de los otros.

Es factible que se unan de esta forma un número infinito de átomos de carbono, estando cada uno de ellos rodeado tetraédricamente por otros cuatro (véase figura 33). Las regiones que están más pobladas por electrones exteriores son los puntos medios entre los núcleos de carbono, y compensan las fuerzas de repulsión internucleares. La red tridimensional

de átomos de carbono dispuestos en forma tetraédrica es extraordinariamente resistente en todas las direcciones. Aunque los átomos vibren alrededor de sus posiciones medias, el conjunto, como un todo, es extraordinariamente rígido. La sustancia resultante es el diamante, que es uno de los materiales más duros que se conocen y que permanece sólido aun a temperaturas extraordinariamente altas. Veremos la estructura del diamante en el capítulo 13.

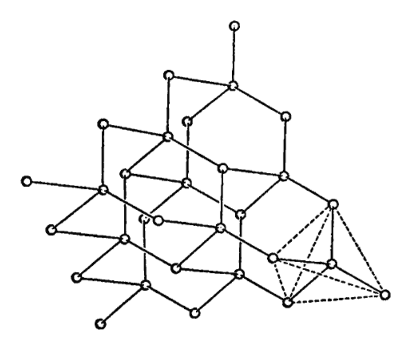


Fig. 33. Diamante: estructura tetraédrica de átomos de carbono.

LOS IONES Y LOS ELECTRONES EN EL ALUMINIO

El aluminio, lo mismo que todos los demás metales, se halla constituido por un gran conjunto, más que por moléculas individuales.

Normalmente, es fácil vaticinar si un sólido desconocido es un metal. Los metales son más densos que otros materiales, buenos conductores del calor y de la electricidad, y brillan mucho al raspar su superficie.

Los líquidos y sólidos metálicos están constituidos por átomos cuyos electrones exteriores se encuentran muy débilmente unidos al núcleo, y cabe que se pierdan fácilmente La mayor parte de elementos metálicos, tales como el sodio, tienen átomos que contienen sólo 1, 2 o 3 electrones en su nube más externa, y poseen una configuración de gas inerte en su penúltima nube electrónica. (Esta última condición no

es esencial; tendrá la estructura de un metal cualquier conjunto de átomos en los que las nubes electrónicas penúltima y más internas sean estables y permitan que los electrones externos escapen fácilmente.)

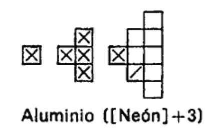


Fig. 34

El aluminio, por ejemplo, posee la estructura electrónica ([neón] + 3) y es un metal porque los tres últimos electrones se pierden con facilidad (véase figura 34). Imaginemos lo que ocurre si el vapor de aluminio muy caliente, que contiene átomos individuales, se enfría y se comprime; a medida que los átomos se aproximan entre sí, se produce alguna atracción entre los electrones de un átomo y el núcleo de otro. Dado que la nube electrónica exterior de un átomo de aluminio no está sujeta muy firmemente, su forma se altera de forma considerable al aproximarse a otros átomos; y las nubes de los átomos adyacentes tienden a solaparse. Cuando los átomos se sitúan lo más cerca posible, cada uno de ellos está rodeado por otros doce (seis de los cuales se hallan dispuestos hexagonalmente a su alrededor, y los otros ocupan los agujeros alternados que quedan por encima y por debajo, como se muestra en la figura 35).

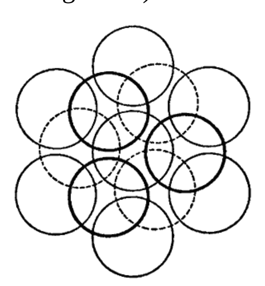


Fig. 35. Disposición hexagonal de los iones de diversos metales. Los círculos en línea gruesa descansan sobre los de línea normal, que se apoyan sobre los de líneas punteadas.

Las nubes electrónicas exteriores están tan distorsionadas que se solapan por completo, y cualquier electrón que, inicialmente, procedía de una nube electrónica, no se encuentra ahora asociado con ningún átomo en particular, sino que todos los átomos del conjunto lo comparten. Lo que queda del átomo de aluminio es el ion aluminio Al, que tiene la estructura del neón, muy estable, y posee 3 cargas positivas.

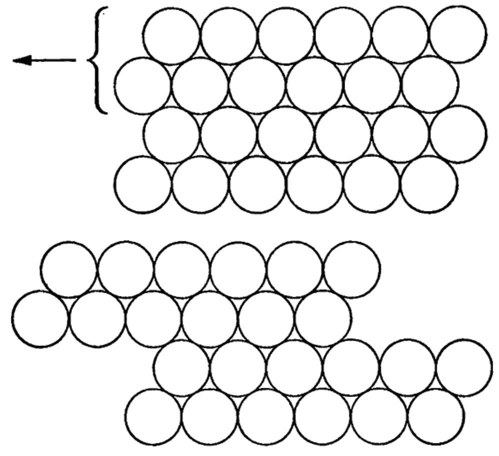


Fig. 36. Las capas de iones de los metales pueden deslizarse unas sobre otras.

Una visualización del aluminio sólido nos ofrecería un conjunto tridimensional como de idénticas bolas de billar situadas de la forma más compacta posible, y mantenidas en sus posiciones con un pegamento que no estuviese seco del todo. Las bolas representan los iones Al^{3-}, y el pegamento la nube conjunta de electrones exteriores, que comparten por igual. Estos iones pueden vibrar alrededor de una posición fija determinada. Como están unidos de un modo muy compacto, el aluminio es bastante denso, si tenemos en cuenta que sus átomos son por sí mismos de masa relativamente baja. Al igual que la mayor parte de metales, se trabaja con facilidad, y es posible estirarlo hasta formar alambres porque

es factible mover toda una capa de iones sobre otra (véase figura 36).

LOS IONES ALTERNANTES DE LA SAL COMÚN

El tercero de los tipos principales de conjuntos tridimensionales sólo se forma si hay, al menos y simultáneamente, dos tipos de elementos presentes: uno que sea metal y otro que no lo sea. Sabemos que los átomos de los elementos metálicos pierden con cierta facilidad, para dar iones, sus electrones exteriores. Los átomos de la mayor parte de elementos no metálicos ganan con facilidad electrones para formar iones cargados negativamente, tales como Cl^- y O^{2-}, que poseen la estructura estable de cualquier gas inerte.

La sal común se halla formada por igual número de átomos de sodio y de cloro. Como los átomos de sodio tienen un electrón más que la estructura del neón, y los de cloro poseen un electrón menos que la estructura del argón, ambos tipos de átomo alcanzan una configuración más estable si el electrón exterior del átomo de sodio se transfiere al de cloro. Así, cuando se combinan el sodio y el cloro, ambos elementos forman iones. Hablando con propiedad, la sal común no contiene ningún átomo, sino un número igual de iones de sodio y de cloro, ambos con las configuraciones muy estables de gas inerte.

En la sal sólida, los iones se encuentran dispuestos de forma alterna en una estructura cúbica tridimensional, en la que cada ion sodio está rodeado por seis iones cloro, equidistantes entre sí en ángulos rectos, y cada ion de cloro se halla asimismo rodeado por seis iones de sodio (véase figura 37). El conjunto se mantiene unido debido a las fuerzas de atracción entre los iones, cargados con signos opuestos. Tanto los iones cloro como los iones sodio son esféricos, pero los primeros son considerablemente mayores, por lo que una capa de ellos penetra profundamente en otra capa contigua. De ahí que la sal no pueda ser maleada, ni estirada en forma de hilos, como los metales. Por otra parte, puesto que no hay

ocultamiento de nubes electrónicas, la sal ofrece mucha menos resistencia mecánica que el diamante. Para imaginamos la sal común, supongamos un conjunto de bolas de billar, grandes y pequeñas, situadas alternativamente y un tanto pegadas con cola. El conjunto fácilmente se fractura o desmenuza. La estructura del diamante, en cambio, se parece más a un conjunto de bolas de madera, con cuatro agujeros en posiciones tetraédricas, y unidas entre sí mediante sólidas clavijas que permanecen en su posición con un pegamento de extrema eficacia.

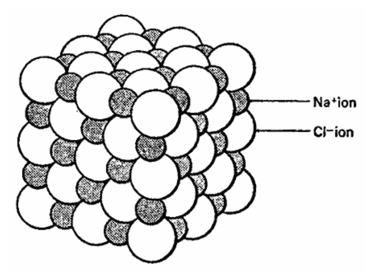


Fig. 37. Empaquetamiento de iones sodio y cloruro en la sal común.

En el capítulo 13 veremos que hay muchos tipos distintos de sólidos compuestos por estos conjuntos tridimensionales de átomos, en los cuales no podemos distinguir moléculas separadas. Desde otro punto de vista, imaginemos un diamante, un trozo de aluminio o un cristal de sal como si fueran una única y enorme molécula. Un diamante cuyo peso fuese sólo de 0,2 gramos se representaría por una única molécula que contuviera 10.000.000.000.000.000.000.000 (10^{22}) de átomos de carbono. Un cubo de aluminio, de un centímetro de lado, se considerará, igualmente, como una única molécula que contuviese unas seis veces más átomos que los 0,2 gramos de diamante. Veremos en el capítulo 13 que los conjuntos de este tipo se limitan a los elementos químicos. Las estructuras del tipo del diamante pueden contener distintas clases de átomos, siempre que sus nubes electrónicas exteriores se solapen en direcciones definidas. Es posible que las mezclas de metales, o aleaciones, se formen

con distintos tipos de átomos metálicos, siempre que a sus nubes electrónicas exteriores les sea posible separarse fácilmente de los núcleos y unirse con otras nubes de átomos similares vecinos. Las estructuras del tipo de la sal pueden formarse con parejas de elementos químicos que, respectivamente, tengan estructura de no metal y de metal.

La estructura que adopta una sustancia depende principalmente de la estructura electrónica de los átomos que la componen. Los átomos que consiguen su mayor estabilidad compartiendo electrones con otros átomos, formarán conjuntos parecidos al carbono si los electrones se encuentran firmemente unidos, o formarán conjuntos metálicos si los electrones se pierden con facilidad. Aquellos átomos que compartan electrones solamente con uno o dos átomos vecinos, es probable que formen moléculas separadas, a menos que demos a la palabra “compartir” el significado de donación completa de un electrón de uno a otro átomo, como en la formación del cloruro sódico.

Las diferencias en la cantidad de energía que se requiere para eliminar un electrón de dos átomos, incluso si tienen una estructura similar, cabe que provoquen grandes diferencias en el comportamiento de los átomos. Por ejemplo, es posible eliminar el electrón más externo de los átomos de hidrógeno y de sodio, si bien en el caso del hidrógeno es mucho más difícil. Pero a pesar de esta similitud entre el hidrógeno y el sodio, el cloruro de hidrógeno forma, a temperatura ambiente, moléculas individuales de gas, mientras que el cloruro sódico da origen a un conjunto sólido de iones.

En estos dos últimos capítulos hemos visto cómo se combinan los átomos para formar moléculas separadas de distintos tipos o bien conjuntos extensos, y cómo la disposición que adoptan depende de la estabilidad que adquiere el átomo al perder, al compartir o al ganar electrones. Con este esquema tan simple intentaremos, a partir de ahora, explicar la extraordinaria variedad de los comportamientos observados en el mundo material.

PARTE III

UNA INGENTE VARIEDAD

Todos los objetos materiales están formados por átomos. Sólo se conocen un centenar de elementos químicos distintos, si bien la variedad que se consigue tan sólo utilizando estos pocos componentes desafía a las posibilidades imaginativas Todo lo que podemos intentar ahora es subrayar el camino por el cual se llega a conseguir esta infinita variedad. Veremos que hay similitudes y diferencias entre unos tipos de átomos y otros: átomos de dos elementos distintos que se combinan entre sí en distintas proporciones; o en las mismas proporciones, pero en diferentes cantidades; o en las mismas cantidades, pero en distinto orden; o en el mismo orden, pero diferente orientación en el espacio. Es posible asimismo ampliar la variedad cuando grupos idénticos de átomos, sean pequeñas moléculas o iones, se hallan situados conjuntamente de formas distintas, o se encuentran ubicados en un cristal, si bien tienen libertad de movimientos, como en un líquido o en un gas. Distintas clases de partículas se mezclan también conjuntamente, aunque en una forma más aleatoria.

X. LOS ELEMENTOS COMPONENTES

Por definición, un elemento químico difiere de otro elemento químico en que tiene distinta carga eléctrica en su núcleo atómico. Vimos en el capítulo 6 que un átomo es eléctricamente neutro porque la carga positiva de su núcleo se compensa exactamente por la nube electrónica con carga negativa. La carga del núcleo atómico se incrementa a lo largo de series de distintos tipos de átomos. Por lo tanto, el número de electrones se incrementará proporcionalmente, llenando regiones que cada vez estarán más alejadas del núcleo. El modo de comportarse un elemento químico dado se determina principalmente por el tamaño y las formas de las nubes electrónicas de la periferia del átomo, lo densamente que están pobladas y con qué fuerza el núcleo atrae a los electrones. Es la sutil interacción entre estos factores lo que nos da la individualidad química de un elemento.

MODELOS DE COMPORTAMIENTO

Si bien no hay un elemento que se comporte exactamente igual que otro, existen destacables similitudes entre algunos de tales elementos. Algunas similitudes resultan, en verdad, obvias. Hay seis elementos que son gases inertes, porque su nube electrónica exterior contiene cuatro pares de electrones, y todas las nubes interiores están llenas (véase figura 24). Un 80% de todos los elementos químicos pierden con tanta facilidad sus electrones exteriores que cabe considerarlos como metales.

Las similitudes observadas en el comportamiento reflejan, por lo general, similitudes de estructura atómica. Encontraremos muchos grupos de elementos muy similares que difieren únicamente en el número de nubes electrónicas completas en sus átomos. Las nubes electrónicas parcialmen-

te llenas presentan la misma configuración para todos los elementos del grupo. Por ejemplo, los elementos cuya estructura es ([gas inerte]+1) son todos ellos metales blandos y muy reactivos Así, el litio y el potasio, que, al igual que el sodio, pierden con gran facilidad su electrón solitario exterior, originando un ion muy estable que tiene una carga positiva única y que se resiste a ulteriores cambios (véase figura 38) Los componentes del grupo de no metales cuya estructura es ([gas inerte]–1) forman moléculas diatómicas, como Cl_2, y todos ellos toman un electrón para dar un ion, cargado negativamente, análogo al ion cloruro (véase figura 39). El elemento yodo es un miembro de este grupo. Su comportamiento es muy similar al del cloro, si bien sus átomos son mucho más grandes y pesados.

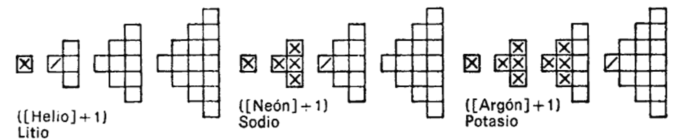


Fig. 38. Algunos metales reactivos cuya estructura es ([gas inerte) + 1)

Estas similitudes no se limitan a los átomos que sólo tienen incompleta su nube exterior. Los metales cromo y molibdeno[9] se parecen mucho en su comportamiento químico, y ambos se utilizan para endurecer el acero. Sus átomos tienen dos nubes electrónicas incompletas. La nube electrónica exterior sólo contiene un electrón, y la nube penúltima un conjunto de 13. Podemos expresar así ([gas inerte]+5+1) la disposición electrónica de estos metales porque los átomos tienen seis electrones más que un gas inerte: cinco en la misma nube que los electrones exteriores del gas inerte y uno en una nube aún más lejana del núcleo (véase figura 40). Los tres metales preciosos, cobre, plata y oro (véase figura 41), poseen también una estructura análoga entre sí: ([gas inerte]+10+1).

[9] Ambos son ejemplo de los *metales de transición,* que se definen como elementos cuyas 2 nubes electrónicas exteriores están incompletas.

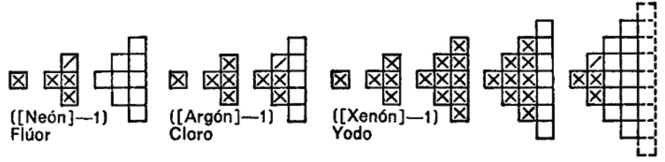


Fig. 39. Algunos no metales cuya estructura es ([gas inerte)–1)

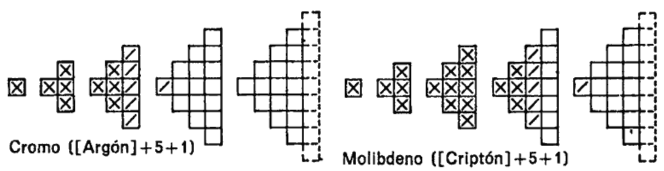


Fig. 40. Dos metales de transición cuya estructura es ((gas inerte]+5+1)

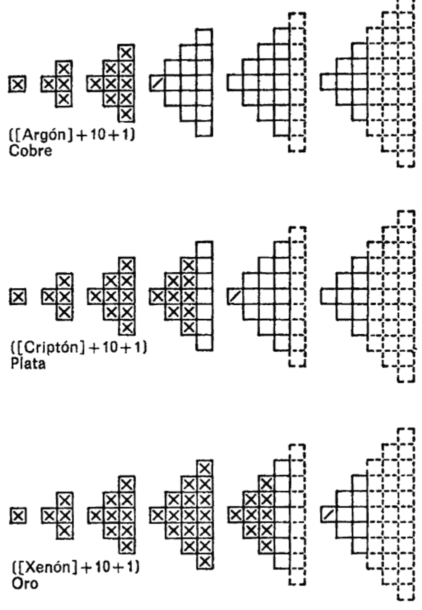


Fig. 41. Metales empleados en acuñaciones, cuya estructura es ([gas inerte]+10+1)

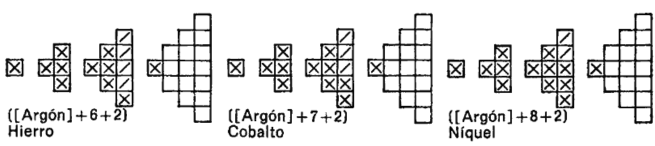
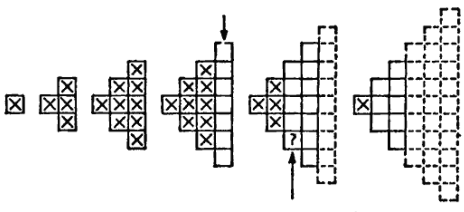


Fig. 42. Tres metales de transición, que difieren únicamente en la estructura de la penúltima nube electrónica.

Otros grupos de elementos son similares a otros si tienen nubes exteriores idénticas y nubes interiores llenas de la misma forma, pero poseen distinto número de electrones en sus nubes electrónicas penúltimas. Uno de estos grupos de elementos de transición es el grupo formado por hierro, cobalto y níquel, cuya estructura es, respectivamente ([argón]+6+2), ([argón]+7+2) y ([argón]+8+2) (véase figura 42). Dichos metales pierden con facilidad su par de electrones exterior. En circunstancias favorables, también cabe que pierdan un electrón de su nube penúltima. El hierro, por ejemplo, pierde fácilmente un tercer electrón para dar el ion con triple carga Fe^{3+}. El cobalto forma asimismo un ion con triple carga, pero con menos facilidad, y el níquel sólo pierde su tercer electrón en circunstancias excepcionales. Los dos iones de hierro, Fe^{2+} y Fe^{3+}, dan lugar a dos series de compuestos. Por ejemplo, ambos se combinan con los iones cloruro; y, dado que los productos que darán no tendrán carga eléctrica, el ion Fe^{2+} debe combinarse con dos iones cloruro, y el Fe^{3+} con tres. De ahí que las fórmulas de los dos cloruros de hierro[10] sean $FeCl_2$ y $FeCl_3$.

[10] En los libros de hace unos años, las sustancias que contenían mayor proporción del metal se denominaban con el adjetivo terminado en oso, que indicaba "rico" y los que poseían menor proporción del metal terminaban en ico. Así, el $FeCl_2$ era el cloruro ferroso, mientras que el $FeCl_3$ era el cloruro férrico. Hoy, en lugar de describir a una sustancia indicando que es "más rica en metal", se prefiere puntualizar el número de electrones que ha perdido el átomo metálico. Normalmente se coloca este número junto al nombre del metal. Nos referimos a las anteriores sustancias con los siguientes nombres: cloruro de hierro (II), y el cloruro de hierro (III), respectivamente.

Los elementos lantánidos difieren entre sí
por el número de electrones en estas regiones —



— y porque esta región puede estar ocupada por un electrón, o puede estar vacía.

Fig. 43. Estructuras de los elementos lantánidos o “tierras raras”

Hay un grupo de metales que se parecen mucho entre sí y que tienen átomos cuyas nubes 1, 2 y 3 están completamente llenas; las nubes 5 y 6 lo están sólo parcialmente, de una forma aproximada en la misma extensión para todos los miembros del grupo. La principal diferencia en su estructura atómica radica en el grado en que la nube 4 esté llena (véase figura 43). Como esta nube electrónica es la tercera, contando desde el exterior del átomo, sus cambios en la cantidad de electrones tendrán sólo un ligero efecto sobre la facilidad con que pueden perderse electrones de las nubes última y penúltima, y no ejercerán casi ningún efecto sobre el tamaño del átomo. No es sorprendente que estos elementos, tan similares en su estructura electrónica, se encuentren juntos en la naturaleza. Tres de ellos, el erbio, el terbio y el iterbio, se denominan así por su referencia al pueblo de Ytterby, en Suecia, donde se encontraron por primera vez.[11] Más todavía, las “tierras raras” o elementos lantánidos de este grupo se parecen tanto entre sí que es muy difícil su distinción.

[11] Hay un cuarto elemento, el itrio, cuyo nombre deriva también de Ytterby. Este elemento no forma parte del grupo descrito.

LLENAR UNA NUBE ELECTRÓNICA

Hemos visto que los átomos que tienen algunos electrones más que la configuración de gas inerte pierden con facilidad los exteriores, y que los átomos que tienen sólo uno o dos electrones menos que la estructura de gas inerte tienden, adquiriendo electrones adicionales, a conseguir una configuración en octeto estable.

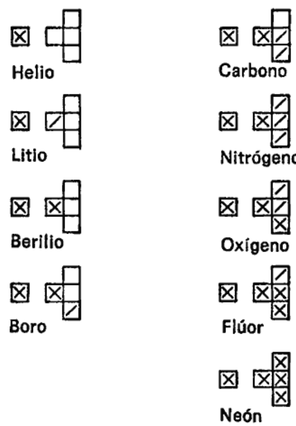


Fig. 44. Elementos que tienen distinto número de electrones en la nube

Observaremos los cambios que ocurren a medida que una nube electrónica se va llenando paulatinamente, y tomaremos como ejemplo los elementos con un número distinto de electrones en la nube dos (véase figura 44). El incremento del número de electrones de un átomo se acompaña, evidentemente, de un incremento de su carga nuclear. Los electrones que se añaden a la misma nube electrónica no hacen que aumente el radio de ésta. El incremento de la carga nuclear origina entonces que los electrones exteriores se encuentren más firmemente unidos al núcleo, a medida que la nube electrónica se va llenando. Como los electrones se encuentran más firmemente unidos al núcleo, la nube se contrae un poco. Por lo tanto, el incremento del contenido de una nube elec-

trónica tiene como consecuencia que decrezca el radio atómico.

Los dos primeros elementos de nuestra serie son metales. El litio, que tiene la configuración ([helio]+1), es un metal blando y reactivo parecido al sodio. Pierde con mucha facilidad su electrón exterior, dando un ion con una única carga positiva y configuración del helio, muy estable. Los átomos de berilio, cuya estructura es ([helio]+2), pierden sus electrones exteriores con un poco más de dificultad. Pero el berilio, si bien es menos reactivo que el litio, es también un metal, y puede dar iones con una doble carga eléctrica positiva y también quedarse con la misma estructura que los átomos de helio o los iones de litio.

Los restantes elementos de esta serie no son metales y sus electrones se hallan unidos con excesiva firmeza a los átomos individuales como para formar una nube electrónica comunitaria. El boro, el carbono y el nitrógeno tienen, respectivamente, 3, 4 y 5 electrones, y dos en la nube. Los tres tienden a formar moléculas o estructuras compartiendo electrones más que formando iones por perder o ganar electrones. Es posible representar la estructura del átomo de oxígeno tanto por ([helio]+6) como por ([neón]–2). Esta última fórmula es mejor porque, como ya hemos visto antes, los átomos de oxígeno pueden ganar dos electrones para dar iones O^{2-}, que tienen la configuración del neón, muy estable. El flúor, cuya estructura es ([helio]+7) o, mejor ([neón]–1), es, en cierto modo, una versión más reactiva del cloro (véase figura 39) y origina con suma facilidad un ion cargado negativamente. El último miembro de la serie, ([helio]+8), es, evidentemente, el gas inerte neón, cuya nube 2 está completamente llena.

Hemos visto que los efectos principales de que la nube 2 se llene progresivamente son, por una parte, un incremento de la fuerza con la que están unidos los electrones del núcleo, y, por otra, la reducción del tamaño del átomo. Estos dos factores se combinan para producir una reducción gradual del comportamiento metálico. Al principio de la serie hay un

metal muy reactivo, y después otro menos reactivo. A ambos les siguen no metales, en un creciente orden de reactividad.

ÁTOMOS CON ESTRUCTURA ELECTRÓNICA SIMILAR

Se da una mucho menos drástica variación de comportamiento en los elementos que tienen la misma distribución electrónica en sus nubes parcialmente llenas, y que sólo difieren en el número de nubes que se hallan por completo llenas.

Hemos visto que todos los elementos cuya estructura es ((gas inerte]+1) son metales reactivos parecidos al sodio, y que todos los que tienen estructura ([gas inerte]–1) son no metales reactivos similares al cloro (véanse figuras 38 y 39). Las pequeñas diferencias de comportamiento que se observen entre los elementos de una serie dependen de la influencia que ejerza el número de nubes electrónicas completas, representadas por el símbolo [gas inerte], y, asimismo, depende del valor de la carga del núcleo.

Si consideramos los pares de elementos sodio y potasio, y flúor y cloro, sus correspondientes gases inertes son el neón, para el primer miembro de cada pareja, y el argón, para el segundo. El segundo miembro de cada pareja posee una carga nuclear más elevada que el primero, y una nube electrónica adicional. Esta nube ejerce dos efectos sobre la fuerza con la que el electrón exterior se encuentra unido al átomo: aumenta el radio de éste, y asimismo el número de electrones situados entre el núcleo y la nube electrónica exterior incompleta. Dichos electrones intermedios actúan como si fueran una pantalla que reduce el efecto del núcleo sobre los electrones exteriores.

El aumento de la distancia entre la nube exterior y el núcleo, juntamente con el “apantallamiento” creciente de éste, compensa e incluso supera el hecho de que la carga del núcleo vaya incrementándose. Se deduce, así, que los electrones exteriores se ven menos firmemente unidos cuanto mayor sea el átomo. El potasio pierde su electrón exterior con mu-

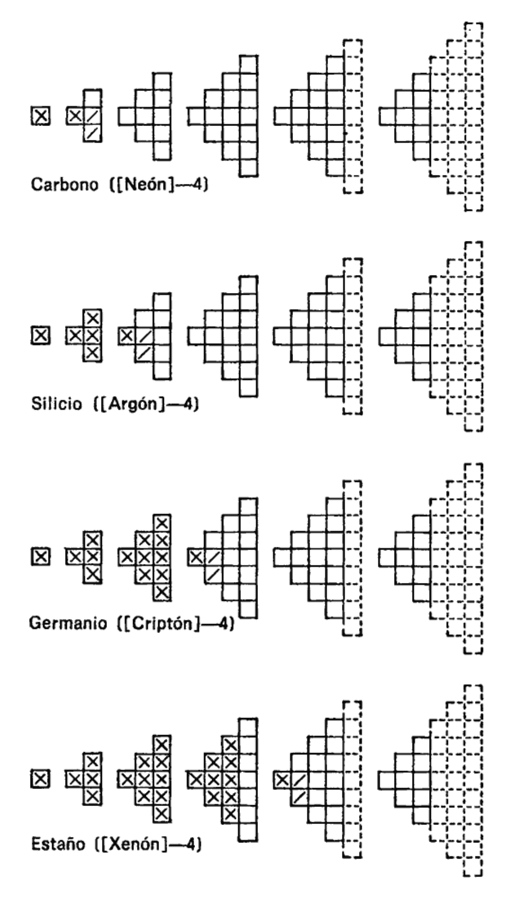
cha mayor facilidad que el sodio, y el cloro gana un electrón con mucha más dificultad que el flúor. En cierto modo, podemos equiparar la facilidad de pérdida de electrones con el "comportamiento metálico", por lo cual podemos afirmar que, para una serie de elementos de estructura electrónica análoga, el carácter metálico aumenta al incrementarse la masa y el tamaño del átomo.

Estas tendencias se ilustran perfectamente (véase figura 45) con los elementos análogos al carbono, para los cuales las nubes electrónicas exteriores contienen cuatro electrones, y tienen la estructura ([gas inerte]–4). Hemos visto que el carbono es un elemento no metal, si bien no es especialmente reactivo. El silicio es el siguiente miembro de la serie, y, al igual que el carbono, comparte sus electrones en lugar de cederlos o adquirir más. Los dos miembros más pesados de esta serie son el estaño y el plomo. Son capaces de ceder con cierta facilidad dos o incluso los cuatro electrones exteriores, y no hay duda de que son metales. Entre el silicio y el estaño se encuentra el germanio, cuyo comportamiento no es ni el de un metal verdadero ni el de un no metal. Su aspecto es brillante y, en determinadas circunstancias —aprovechadas por los diseñadores de transistores—, es conductor eléctrico. Al no formar iones positivos con facilidad, está normalmente ubicado en una clase intermedia de elementos denominados metaloides.[12]

La influencia relativamente débil del núcleo sobre los electrones exteriores de los átomos grandes se da incluso en los gases inertes. Hasta hace pocos años, se pensaba que dichos gases no formarían nunca compuestos combinándose con otros elementos, pero hoy se sabe que los gases inertes más pesados pueden compartir sus electrones exteriores con átomos de elementos tales como el flúor y el oxígeno. Las nubes electrónicas externas del criptón y el xenón están me-

[12] La autora emplea el término *metaloide* en su sentido etimológico de "parecido a un metal". En nuestro país se utilizó incorrectamente para denominar a los no metales. Tal aceptación es hoy científicamente obsoleta, y no se emplea más que en el diccionario de la RAE *(N del T)*

nos firmemente unidas al núcleo que las nubes exteriores del helio o del neón, de los cuales no se conoce ningún compuesto. Recordemos que el flúor es el elemento con mayor tendencia a adquirir electrones.



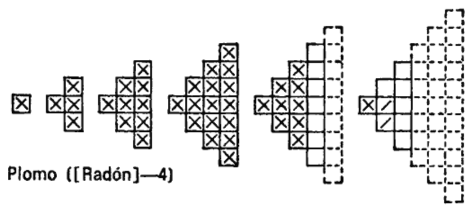


Fig. 45. Elementos cuya estructura es ([gas inerte]–4).

Hemos podido ofrecer tan sólo una breve pincelada acerca de la causa de que un elemento se parezca o difiera de otro. Ahora bien, toda la química viene determinada por la interacción entre átomos y, por lo tanto, por las diferencias de su carga nuclear y de su estructura electrónica. El conjunto de factores tales como tamaño, “apantallamiento” y facilidad de pérdida o ganancia de electrones, determina la inmensa variedad de la materia, que va desde el contenido de nuestros matraces de laboratorio, pasando por nuestro entorno familiar, viviente o no, hasta el interior de nosotros mismos.

XI. VARIEDAD EN ALGUNAS MOLÉCULAS SIMPLES

En cierto modo, la materia se parece a los modelos que es posible elaborar con un juego infantil de construcciones. El número de objetos susceptibles de construirse, y la complejidad de los mismos, aumenta en seguida según el número de tipos de componentes de que dispongamos, con el número de piezas de cada tipo, y con la variedad de formas con que es factible utilizar una determinada pieza. Es sorprendente el número de modelos capaz de realizarse con un juego de construcciones muy simple.

Vimos en los capítulos 7 a 10 que los átomos incrementan su estabilidad si ganando, perdiendo, o compartiendo electrones, podían conseguir la misma estructura electrónica exterior que un gas inerte. Cuando los átomos se combinan para formar moléculas, con frecuencia, compartiendo un par de electrones con cada átomo circundante, adquieren la configuración de gas inerte. Así, si conocemos cuántos electrones rodean el núcleo de cada átomo no combinado, es relativamente sencillo presumir la existencia, e incluso la forma, de una gran variedad de moléculas (véase página 121). Por ejemplo, el átomo de oxígeno tiene dos electrones menos que el gas inerte neón, por lo que no es sorprendente que se combine con dos átomos de hidrógeno para formar la molécula cuya fórmula es H_2O. Ahora bien, este método de construcción molecular es tan sólo uno entre otros muchos. Por ejemplo, hemos visto que en las nubes electrónicas situadas entre átomos adyacentes de carbono y de oxígeno, las moléculas de dióxido de carbono contienen, cada una de ellas, *dos* pares de electrones compartidos. También son posibles variaciones en la proporción en la que dos o más elementos se combinan entre sí, incluso formando moléculas muy simples. Si bien los óxidos de hidrógeno y de carbono más comunes tienen

moléculas cuyas fórmulas son H_2O y CO_2, ambos elementos forman asimismo óxidos, en los cuales la relación atómica entre el oxígeno y el hidrógeno o el carbono es 1:1. Lo más esencial no estriba en adquirir una estructura de gas inerte. La condición necesaria para la existencia de un grupo de átomos unidos consiste tan sólo en *que el grupo formado sea más estable que los componentes por separado.* Si bien la configuración de gas inerte constituye una estructura especialmente estable, se dan también otras formas por las que un conjunto de átomos es capaz de recombinar sus electrones para formar, con preferencia a un conjunto de átomos independientes, un grupo estable.

En este capítulo veremos algunos de los distintos caminos por los que las moléculas simples logran una estructura estable.

DIFERENTES NÚMEROS DE ELECTRONES EXTERIORES

Tendremos cierta idea de las estabilidades de varias disposiciones de electrones exteriores si consideramos las estructuras de algunos de los iones más comunes. La mayor parte, como el sodio (Na^+), el potasio (K^+), el fluoruro (F^-) y el cloruro (Cl^-), poseen estructura de gas inerte. Sin embargo, existen asimismo muchos iones tan estables como los citados, si bien con otras configuraciones electrónicas. Por ejemplo, el ion Ag^+ ([gas inerte]+10) y el ion Sn^{2+} ([gas inerte]+10+2), de plata y estaño, respectivamente, detentan estructuras en las que todas las regiones de la nube electrónica que sean de la misma energía se han llenado completamente (véanse figuras 46 y 47). El catión hierro (III), Fe^{3-} ([gas inerte]+5), tiene medio llenas cada una de sus regiones exteriores ocupadas. Así, la parte de la nube más energética acomoda cinco electrones solitarios, en lugar de la población máxima constituida por cinco pares (véase figura 48). Pero no todos los iones estables tienen disposiciones electrónicas tan regulares como las citadas. En el ion cobre (II), Cu^{2-}, ([gas inerte) + 9), por ejemplo, a la región más exterior de la

nube electrónica le falta sólo un electrón para quedar completa (véase figura 49).

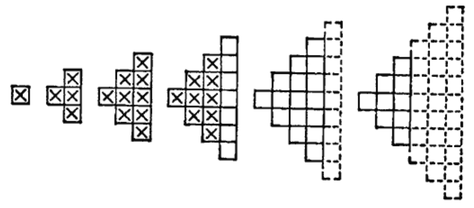


Fig. 46. El ion plata. Ag^{+} ([criptón] + 10).

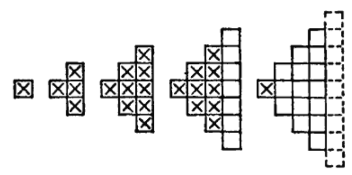


Fig. 47. El ion estaño (II), Sn^{2-} ([criptón] + 10 + 2).

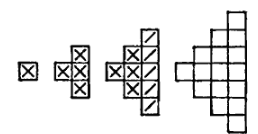


Fig. 48. El ion hierro (III), Fe^{3-} ([argón] + 5).

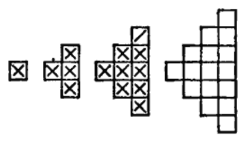


Fig. 49. El ion cobre (II). Cu^{2-} ([argón] + 9).

De la misma forma, si bien los átomos de muchas moléculas simples se encuentran asociados con ocho electrones exteriores, la estructura de gas inerte no es la única configuración estable: en muchas moléculas, pero no en todas, cada átomo se halla rodeado por un número impar de electrones. Por otra parte, la segunda nube electrónica, a contar desde el núcleo, no acomoda nunca a más de ocho electrones, por lo

que los átomos de elementos situados entre el helio y el neón nunca formarán moléculas en las que estén rodeados por más de cuatro átomos adicionales, y, frecuentemente, adquieren la configuración de gas inerte, perdiendo, ganando o compartiendo electrones.

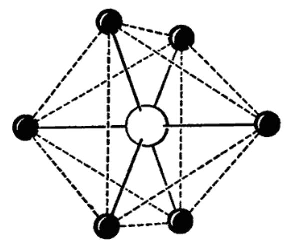


Fig. 50. Octaedro regular.

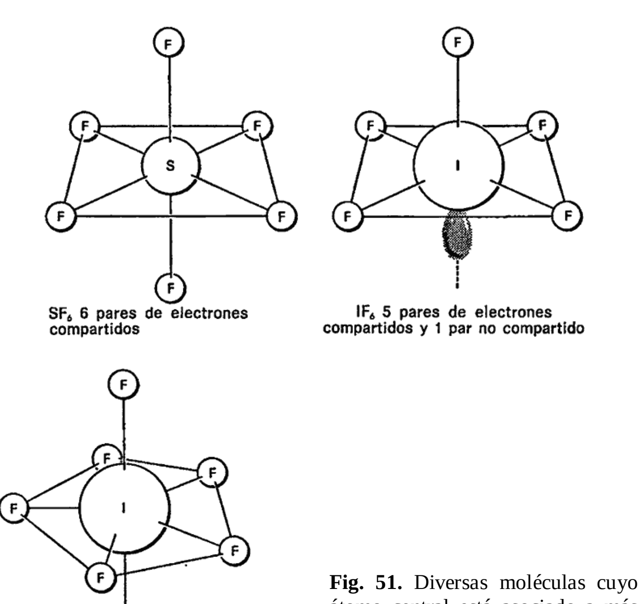


Fig. 51. Diversas moléculas cuyo átomo central está asociado a más de 4 pares de electrones.

Esta situación es distinta para los elementos más pesados, en los que las nubes exteriores llegan a contener más de ocho electrones. La tercera nube puede ubicar hasta 18 electrones, con lo que cabe que exista una gran variedad de combinaciones de compuestos para todos los elementos más pesados que el neón. El azufre, por ejemplo, se combina con seis átomos de flúor. El átomo de azufre contribuye con seis electrones exteriores, y cada uno de los átomos de flúor aporta uno. Después de recombinarse, cada átomo de flúor se halla rodeado por cuatro pares de electrones: tres de ellos no compartidos y uno compartido con el átomo de azufre. El átomo de azufre está rodeado por seis pares de electrones, que es más de lo que se precisaba para la configuración de gas inerte. Estos doce electrones se acomodan fácilmente en la nube 3. Dado que los pares electrónicos tienden a situarse lo más lejos posible unos de otros, se ubican en los vértices de un octaedro regular (véanse figuras 50 y 51). El yodo, con siete electrones exteriores propios, combinará con el flúor para formar IF_5, que aún es capaz de adquirir más flúor y dar IF_7. La primera molécula tiene seis pares de electrones, dispuestos, evidentemente, en forma octaédrica. Los cinco átomos de flúor ocupan la base cuadrada y el vértice superior de una pirámide, y la sexta plaza se halla ocupada por un par de electrones, no compartido y cercano al átomo de yodo. La molécula IF_7 posee siete pares de electrones: cinco de ellos se encuentran en un pentágono regular plano alrededor del átomo de yodo, y los otros dos están en línea recta con el yodo, uno por encima del pentágono y otro por debajo (véase figura 51).

La disposición de los pares de electrones en el espacio se parece, en cierto modo, a la distribución de asientos para un banquete tridimensional: en él, los invitados se sitúan alrededor de una mesa redonda, de modo que cada uno tenga todo el espacio posible. Si todos los invitados necesitan el mismo espacio, como, por ejemplo, en una fiesta infantil, la disposición final es sólo problema de geometría. Ahora bien, la distribución se complica si simultáneamente se encuentran presentes adultos, que necesitan más espacio, y niños. Así,

volviendo a la química, las moléculas que contienen pares no compartidos de electrones adoptarán una forma menos regular que aquellas en las que todos los pares de electrones estén compartidos.

DISTINTAS FORMAS DEL MISMO ELEMENTO

Incluso los gases inertes experimentan cierta variedad. Ai igual que todas las otras sustancias, existen en fases sólida, líquida y gaseosa (incluso hay dos variedades de helio líquido). Elementos tales como el hidrógeno y el cloro se presentan, a la temperatura y presión ordinarias, en forma de moléculas diatómicas. Sin embargo, ya hemos visto que si la temperatura aumenta y la presión disminuye, un creciente número de moléculas se divide y da átomos simples. A temperaturas suficientemente altas, el hidrógeno y el cloro se vuelven monoatómicos.

A temperaturas normales, cabe que los átomos de oxígeno se combinen de dos formas distintas, dando moléculas de dos sustancias diferentes. El oxígeno "normal" contiene moléculas diatómicas (O_2), y, en cambio, el ozono moléculas triatómicas (O_3). Ambas sustancias son formas distintas del mismo elemento químico y, en todas, los números atómicos poseen carga +8 y ambos tipos de molécula persisten en las formas gaseosa, líquida y sólida.

El azufre da una amplia variedad de moléculas, siendo la más común de todas ellas un anillo con dobleces que contiene ocho átomos (véase figura 52). Este anillo S_8 es muy estable y existe en el azufre líquido y en el gaseoso. También son posibles muchas otras formas de azufre, incluyendo anillos de seis átomos, fragmentos de cuatro y dos átomos y cadenas de longitud variable. Al igual que muchos otros líquidos, el azufre líquido se espesa a medida que se calienta, cosa que ocurre porque los anillos de ocho átomos, que se mantienen en el líquido después de fundir el sólido, se abren a medida que se calientan. Así, el extremo de una cadena se une con otra y, a medida que las cadenas se hacen más largas

y entrelazadas, el líquido fluye con mayor dificultad. Las dos formas más comunes de azufre sólido contienen anillos S_8, colocados, en formas algo distintas, en el interior de los cristales.

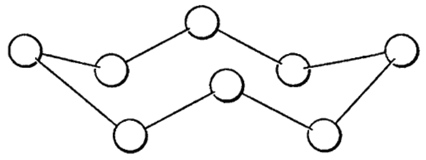


Fig. 52. Un anillo S_8 del azufre.

Como veremos más adelante, algunos de los elementos químicos que forman agregados sólidos presentan asimismo una considerable variedad.

VARIEDAD EN LA LONGITUD Y EN LA FUERZA DE ENLACE

Casi todas las moléculas que hemos mencionado hasta ahora contienen sólo dos electrones entre cada par de átomos. Sin embargo, las nubes electrónicas, en algunas moléculas, se superponen de tal modo que es posible que haya más de un par de electrones entre los núcleos. En este caso, los átomos están unidos por un único par de electrones. Se necesita más energía para conseguir que vibren los átomos, o para separarlos totalmente. Como la distancia entre átomos se reduce y el número de electrones entre ellos aumenta, no es de extrañar que la nube electrónica se ensanche y que los electrones permanezcan un tiempo por encima y por debajo de la línea de unión de los núcleos, y otro en la región cercana a la línea.

Este tipo de superposición doble, o a veces triple, normalmente involucra átomos de carbono, nitrógeno y oxígeno {véase figura 26 y figura 53). En el nitrógeno gas hay seis electrones entre los dos átomos de la molécula de N_2; en O_2, cuatro; y en el óxido nítrico (NO), cinco. Las moléculas que poseen un número impar de electrones entre los dos núcleos

no son muy comunes. En el dióxido de carbono (CO_2, véase figura 28) hay dos pares de electrones a cada lado del átomo de carbono.

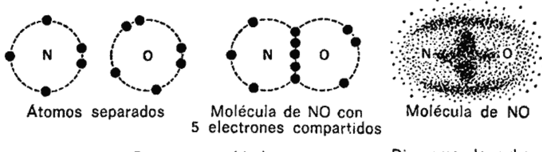


Fig. 53. Formación de la molécula de óxido nítrico. NO.

Estos procesos múltiples pueden darse lo mismo en los iones que en las moléculas neutras. Los átomos del ion cianuro (CN^-) están mucho más juntos y unidos con mayor fuerza que los de cualquier otro ion o molécula conocidos. Como en la molécula N_2, que tiene el mismo número de electrones, hay tres pares de electrones entre los dos átomos (véase figura 54). Existen grupos, aparentemente simples, en los cuales la disposición de los electrones es compleja en extremo. El ion nitrato (NO_3^-) está unido por cuatro pares de electrones: un par entre el nitrógeno central y cada uno de los átomos del oxígeno, y el cuarto par se halla compartido entre los tres brazos de su conjunto. Por ello, en promedio, entre el átomo de nitrógeno y cada uno de los de oxígeno, el número de pares de electrones que hay es de uno y un tercio (véase figura 55). Otros iones cargados negativamente, como el carbonato(CO_3^{2-}) y el sulfato (SO_4^{2-}), tienen disposiciones electrónicas de similar complejidad.

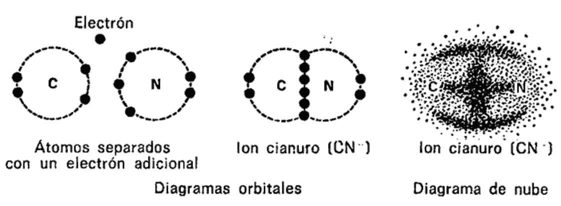


Fig. 54. Formación del ion cianuro, CN^-.

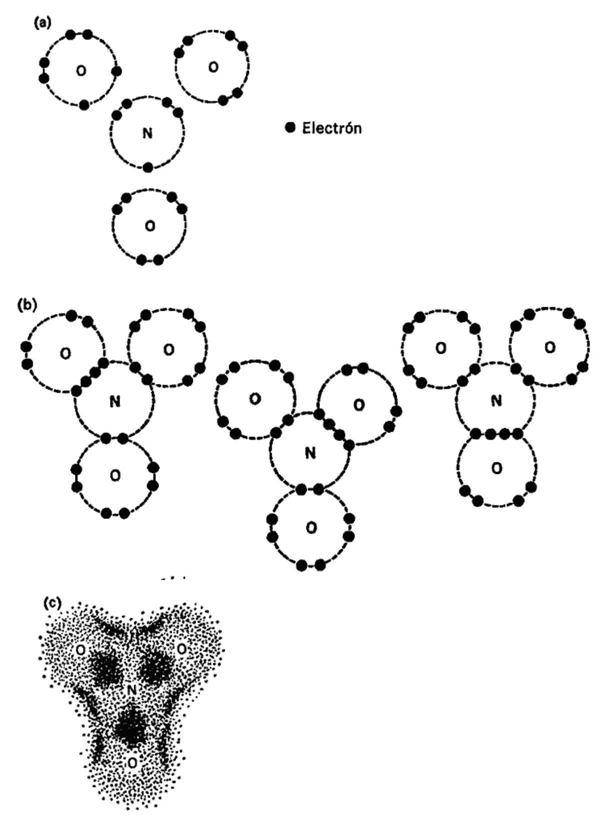


Fig. 55. Disposición, de los electrones del ion nitrato, $N0_3^-$. (a) Diagrama orbital de los átomos separados con un electrón adicional, (b) Diagramas orbitales de diversas formas posibles del ion nitrato, $N0_3^-$ (no son satisfactorias, exceptuando que muestran las distribuciones extremas de los electrones. En realidad, todos los enlaces N—O son idénticos), (c) Diagrama de nube del ion (hay un promedio de 2 2/3 electrones entre el átomo de nitrógeno y cada átomo de oxígeno).

Hasta hace pocos años, el estudio de las nubes electrónicas que se solapan pertenecía especialmente al campo del teórico. En la actualidad, es factible medir la energía necesaria para eliminar un electrón de un grupo de átomos, o para

transferirlo de una nube a otra. Para las moléculas muy simples, hay una concordancia, muy gratificante, entre las predicciones teóricas de los saltos de energía entre nubes electrónicas y los valores obtenidos por experimentación. Sin embargo, nuestro conocimiento detallado de las nubes electrónicas solapadas en forma múltiple no nos permite aún calcular las diferencias de energía entre las nubes electrónicas de muchos átomos, incluso simples.

VARIEDAD EN LA PROPORCIÓN

Hemos visto muchos ejemplos de pares de sustancias, tales como los cloruros de hierro y los fluoruros de yodo, en las que un mismo átomo se combina con otro en distintas proporciones. Existen dos series de compuestos de hierro, porque el átomo de hierro pierde con mucha facilidad dos o tres electrones. En cambio, la variedad de fluoruros de yodo se debe a la posibilidad de acomodar de 1 a 14 electrones en la nube exterior de los átomos de yodo.

Otros ejemplos más familiares sobre la variedad de las proporciones los encontraremos en los óxidos del hidrógeno y del carbono. El hidrógeno se combina con el oxígeno y produce no sólo agua, sino también peróxido de hidrógeno (H_2O_2). Se trata de un líquido incoloro, como el agua, y que contiene moléculas en las cuales todos sus átomos mantienen la configuración de gas inerte (véase figura 56). Ahora bien, es mucho menos estable que el agua y se descompone con facilidad, dando agua y oxígeno. Como quiera que este oxígeno destruye moléculas muy grandes, así como las de colorantes y de proteínas, el peróxido de hidrógeno, es decir, el "agua oxigenada", se emplea como blanqueante y desinfectante.

Los óxidos de carbono —el monóxido de carbono (CO) y el dióxido de carbono (CO_2)— son, en apariencia, similares, y ambos son incoloros y venenosos. Asimismo, las dos sustancias se forman mediante un solapamiento múltiple de nubes electrónicas (véase figura 28 y figura 57). El monóxi-

do de carbono quema en el aire (dando dióxido de carbono) y es, con mucho, el más tóxico de los dos óxidos. El nitrógeno forma cuatro óxidos bastante estables y otros menos estables. El "gas hilarante" (N_2O) se utiliza con frecuencia como anestésico. Los restantes óxidos estables del nitrógeno (NO, NO_2 y N_2O_4) no tienen aplicación en nuestra vida cotidiana.

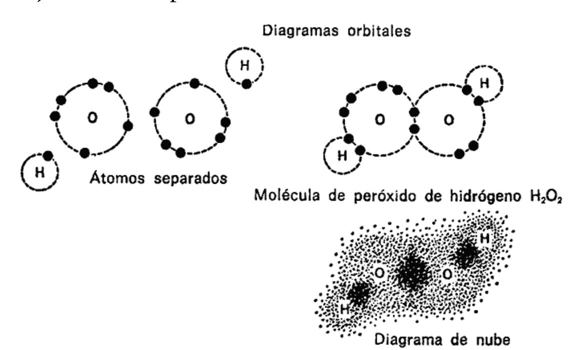


Fig. 56. Disposición de los electrones en el peróxido de hidrógeno, H_2O_2.

Ahora bien, la variedad más espectacular de proporciones se halla, probablemente, en los compuestos formados entre el carbono y el hidrógeno. Se conocen centenares de estas sustancias, con una relación atómica de carbono e hidrógeno que registra valores entre 1:4 (en el metano) y 1:1. Estos hidrocarburos constituyen la base del horizonte, inmenso e infinitamente vanado, de la química orgánica, que estudiaremos en el próximo capítulo.

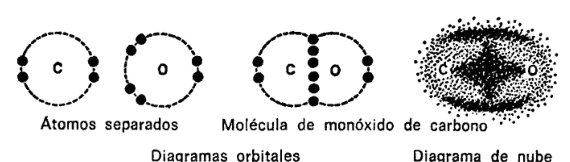


Fig. 57. Disposición de los electrones en el monóxido de carbono, CO.

XII. LA INFINITA VARIEDAD DE LOS COMPUESTOS DE CARBONO

El átomo de carbono presenta una estructura electrónica que se representa por ([helio]+4) o ([neón]–4). Es muy difícil conseguir que dicho átomo pierda o gane electrones para formar iones estables. Y, dado que los electrones exteriores ocupan la segunda nube a partir del núcleo, un átomo de carbono no acepta nunca más de cuatro electrones de sus átomos vecinos. De ahí que un átomo de carbono se halle limitado a combinarse con un máximo de cuatro átomos compartiendo electrones. No obstante, incluso dentro de estas limitaciones, el carbono forma más de un millón de compuestos, que no sólo presentan una enorme variedad de comportamientos, sino que algunos de ellos constituyen la materia prima de la propia vida. En este capítulo se ofrece una breve síntesis del proceso que genera tanta variedad.

VARIEDAD BASADA EN EL METANO

Hemos visto que una molécula de metano consiste en un átomo de carbono central rodeado tetraédricamente por cuatro átomos de hidrógeno. Entre el carbono y cada átomo de hidrógeno se sitúa un par de electrones, de los cuales el átomo de carbono cede uno, y el hidrógeno cede el otro. Esta disposición electrónica alrededor del carbono es muy estable, pero, por lo que respecta a los átomos de hidrógeno, no ocurre nada espectacular, ya que pueden ser reemplazados por cualquier otro átomo, o por un pequeño grupo de átomos que, a su vez, para conseguir una estructura estable, sólo requiera compartir uno de sus electrones.

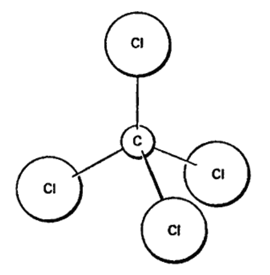


Fig. 58. Tetracloruro de carbono CCl_4.

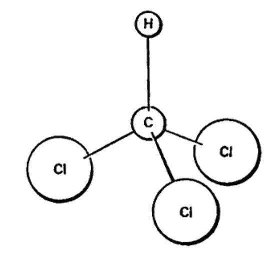


Fig. 59. Cloroformo $CHCl_3$.

Los otros átomos a los que les falta un electrón para lograr la estructura de gas inerte son el flúor, el cloro, el bromo y el yodo. Cualquiera de ellos reemplaza a uno, dos, tres o cuatro de los átomos de hidrógeno del metal. Las moléculas que se forman entonces son más pesadas que el metano, y muchas de ellas constituyen líquidos, e incluso sólidos, pero no así gases. Algunos de estos líquidos se emplean en la industria del lavado en seco y, asimismo, como anestésicos. Como ejemplos citemos el cloroformo y el tetracloruro de carbono, en los que se han reemplazado tres o cuatro átomos de hidrógeno del metano (véanse figuras 58 y 59). Si consideramos todas las formas posibles de combinación del hidrógeno, el flúor, el cloro, el bromo o el yodo dispuestos tetraédricamente alrededor de un átomo de carbono, encontramos 39 formas distintas de moléculas que se derivan de reemplazar algunos, o todos, los átomos de hidrógeno del metano.

Los átomos de hidrógeno de la molécula de metano también pueden ser reemplazados por un *grupo* de átomos, siempre que éste precise tan sólo un electrón adicional para conseguir una estructura estable. Son ejemplos de estos grupos $\bullet CH_3$, $\bullet NH_2$. y $\bullet OH$, donde el punto indica un electrón no apareado (véanse figuras 60 a 62). Los tres ejemplos citados se derivan, claro está, de las moléculas simples y estables que, simplemente, han perdido un átomo de hidrógeno. Estos grupos son muy inestables y presentan una vida muy breve,

por lo que atacan a otras moléculas o se unen entre sí en parejas.

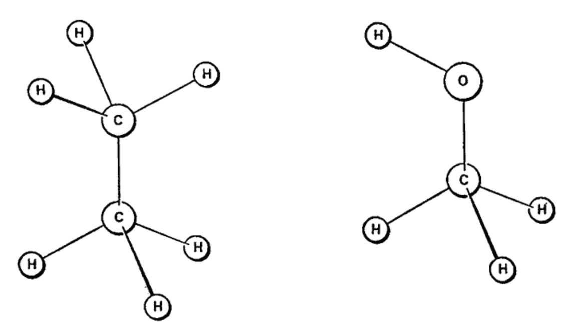


Fig. 60. Etano. **Fig. 61.** Alcohol metílico.

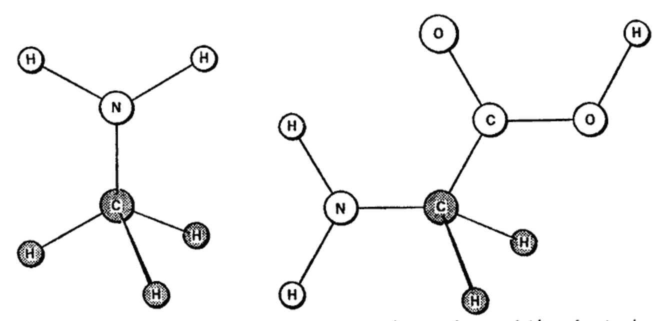


Fig. 62. Derivados del metano que contienen el grupo NH;

Cuando un átomo de hidrógeno se reemplaza por un •OH, o por un grupo “hidroxilo”, se forma el alcohol metílico, pero no es posible que otro grupo hidroxilo se una al mismo átomo de carbono. Del mismo modo, es factible reemplazar uno, pero no dos, de los átomos de hidrógeno del metano mediante un grupo •NH_2, denominado “amino”, y formar una “amina”. En cambio, un grupo •CH_3, O “metilo”, reemplaza a uno, dos, tres o los cuatro átomos de hidrógeno de la molécula de metano. Las sustancias que se forman por este proceso son todas gaseosas y, lo mismo que el metano, se utilizan como

combustible. Los átomos de hidrógeno de estas moléculas pueden, a su vez, ser reemplazados por más grupos metilo, con lo cual las moléculas crecen y forman cadenas de átomos de carbono. En la línea central de carbonos cabe que sólo haya hidrógenos enlazados, como en la serie parafínica. Asimismo, es posible que algunos de estos hidrógenos sean reemplazados por una gran variedad de grupos distintos. Así, por ejemplo, los alcoholes contienen siempre el grupo •OH. El grupo de los aminoácidos, muy importantes biológicamente, poseen algunos átomos de hidrógeno que han sido sustituidos por grupos •NH_2, y otros hidrógenos se ven sustituidos por un grupo mayor, que contiene un átomo de carbono, dos de oxígeno y uno de hidrógeno (véase figura 62). El estudio de estas sustancias, que se encuentran lejanamente emparentadas con el metano, pertenece al campo de la química orgánica, llamada así porque dichas sustancias se obtuvieron inicialmente sólo a partir de los seres vivos y de los materiales procedentes de éstos. Si bien hoy se obtienen en el laboratorio muchos nuevos compuestos de carbono, los compuestos orgánicos siguen constituyendo las bases de la materia viva, y, por otra parte, están presentes en casi todos los productos e industrias farmacéuticas, de colorantes y combustibles.

El comportamiento de un compuesto orgánico depende, en términos generales, de la longitud de la estructura central de carbonos, así como de los tipos de átomos o grupos que se encuentran unidos a ella. Por ejemplo, todos los miembros de la serie parafínica queman en el aire, pero no originan fenómenos de mayor interés químico. Por otra parte, difieren considerablemente en su aspecto: los que tienen una estructura de cuatro átomos de carbono, o menos, son gases; los que poseen dieciséis o más, son sólidos, del tipo empleado para fabricar cirios y velas; y las parafinas intermedias, como los combustibles para mecheros, las naftas o las gasolinas, son líquidas. Los distintos grupos que pueden reemplazar a los átomos de hidrógeno confieren comportamientos particulares a la molécula. Por ejemplo, muchos compuestos que contienen un grupo •NH_2 se disuelven en los ácidos. Pero la influencia de un átomo, o de un grupo de átomos, se modifica

mucho ante la presencia de los grupos vecinos, y, algo menos, a causa de la longitud de la estructura de carbono. Otros matices de comportamiento de una sustancia orgánica dependen, asimismo, de aspectos más sutiles, especialmente de la forma en que están dispuestos los grupos.

VARIEDAD DE DISPOSICIONES

Incluso en las moléculas más simples, es posible distribuir la misma combinación de átomos en diversas formas. Si tenemos un conjunto con igual número de átomos de hidrógeno que de carbono, pueden unirse entre sí dando moléculas que contengan dos átomos de ambos, o moléculas con seis átomos de los dos (véase figura 63). La sustancia formada por moléculas C_2H_2 es el acetileno, gas inflamable que se emplea para soldar. Cada uno de los átomos de carbono comparte uno de sus electrones con un átomo de hidrógeno, y los otros tres electrones son compartidos con el restante átomo de carbono. Por lo tanto, hay seis electrones compartidos entre los dos átomos de carbono, dos de los cuales se hallan dispuestos, aproximadamente, entre los dos núcleos de carbono; otros dos se encuentran por encima y por debajo de esta primera unión; y los dos restantes se sitúan a derecha e izquierda de la primera unión. Con tantos electrones compartidos, los dos átomos de carbono se unen más firmemente, y se hallan muy próximos entre sí. El compuesto cuyas moléculas son C_6H_6 es el benceno, que es líquido y se usa como disolvente (no confundir el benceno con la bencina, que es una antigua denominación de los combustibles para motores de explosión). Los seis átomos de carbono del benceno se encuentran dispuestos en forma de anillo, con un átomo de hidrógeno unido a cada átomo de carbono. Cada átomo de éste comparte un electrón con un átomo de hidrógeno, y otro con cada uno de sus átomos de carbono vecinos. El cuarto electrón se sitúa en una de las dos regiones electrónicas continuas que están ubicadas una por encima y otra por debajo del anillo de átomos de carbono. Estas dos regiones circula-

res de electrones comunitarios facilitan la unión de los átomos de carbono entre sí y mantienen plano el anillo de carbonos.

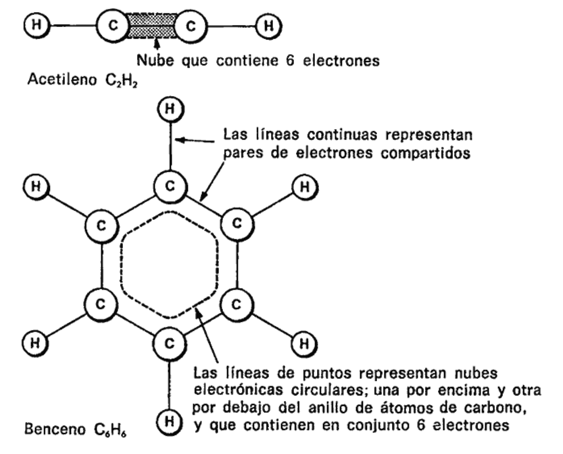


Fig. 63. Dos moléculas que contienen el mismo número de átomos de hidrógeno que de carbono.

El anillo del benceno es un grupo muy estable y se encuentra en un gran número de sustancias de los seres vivos, y, asimismo, en muchas drogas y colorantes fabricados artificialmente. Los átomos de hidrógeno de alrededor del anillo, al igual que los de una cadena parafínica, pueden reemplazarse por otros átomos o grupos de átomos. Por ejemplo, el fenol, es decir, el ácido fénico, está formado por un benceno en el que un átomo de hidrógeno ha sido reemplazado por un grupo •OH (véase figura 64-a). Es factible conseguir mayor variedad si reemplazamos un átomo de hidrógeno por un segundo anillo bencénico, o uniendo dos o más anillos bencénicos entre sí (véanse figuras 64-b y c). El naftaleno ($C_{10}H_8$), comúnmente denominado naftalina, consiste en dos anillos bencénicos unidos. Más variedad aún se logra si todo un grupo •CH: del anillo se reemplaza por un átomo de nitrógeno, que tiene el mismo número de electrones disponible. Si uno de los grupos •CH: del benceno se reemplaza por un

átomo de nitrógeno, se forma la piridina, líquido parecido, por muchas razones, al benceno pero que tiene un olor poco agradable. En muchos países se añade esta sustancia al alcohol de quemar, para impedir así que, por error, alguien lo beba. El grupo •CH: del anillo bencénico también puede, de la misma forma que el nitrógeno, ser reemplazado por grupos de oxígeno o de azufre. Pero cada uno de éstos contribuye con un electrón adicional, por lo cual se modifica la continuidad de las regiones circulares que contenían electrones por encima y por debajo del anillo.

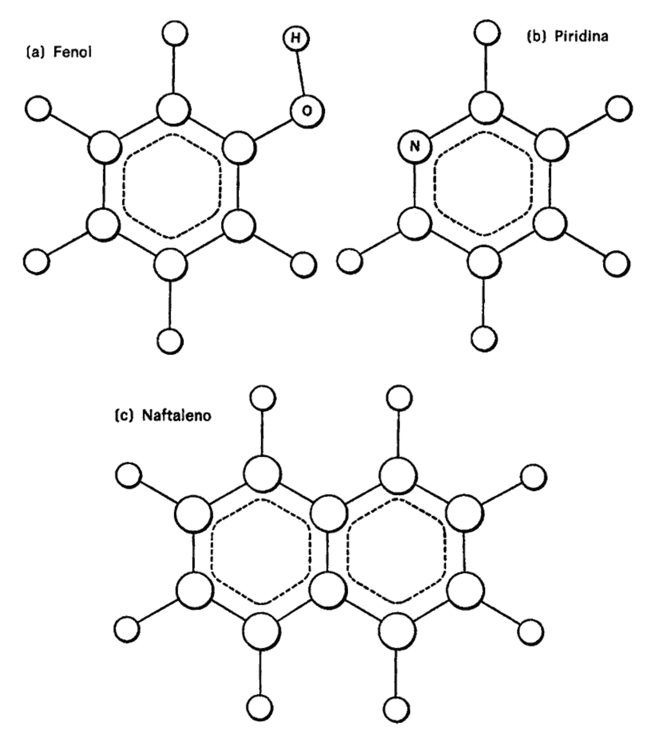


Fig. 64. Derivados del benceno mediante (a) la sustitución de un átomo de hidrógeno, (b) la sustitución de un átomo de carbono, (c) la fusión de anillos. (Los círculos mayores sin rotular representan carbono, y los menores, hidrógeno.)

Existen parejas de sustancias que poseen moléculas con el mismo número de átomos componentes, pero que se encuentran en distinta disposición. Las aludidas sustancias se denominan *isómeros*, y cabe que sean muy distintas entre sí. Por ejemplo, las moléculas de las sustancias conocidas comúnmente como éter y alcohol contienen dos átomos de carbono, uno de oxígeno y seis de hidrógeno (véase figura 65).

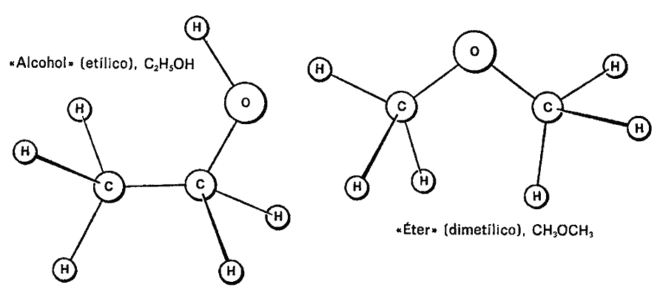


Fig. 65. Dos moléculas cuya fórmula es C_2H_6O.

El éter y el alcohol son líquidos a la temperatura ambiente y los dos son inflamables. No obstante, son muy distintos en muchos otros aspectos. Una persona es susceptible de quedar inconsciente por la simple inhalación del éter, mientras que es necesario ingerir considerables cantidades de alcohol para que éste produzca los mismos resultados. El éter se evapora mucho más fácilmente que el alcohol, debido a lo cual basta que echemos sobre la mano una pequeña cantidad para que la enfríe considerablemente más que el alcohol. El alcohol se mezcla a la perfección con cualquier cantidad de agua, obteniéndose siempre un líquido transparente. Por el contrario, si mezclamos éter con agua, siempre obtendremos una emulsión lechosa que se separa en dos capas de líquidos distintos. Estas diferencias reflejan la diferente disposición de los átomos. El éter está formado por dos grupos $\cdot CH_3$ separados por un átomo de oxígeno, mientras que en el alcohol encontramos un grupo hidroxilo unido a una cadena de dos átomos de carbono, de modo que el alcohol, por esta

causa, se parece más al agua, que contiene asimismo un grupo hidroxilo, que ésta al éter. Las fuerzas de atracción entre moléculas de alcohol son del mismo tipo, si bien más débiles que las que actúan entre las moléculas de agua. Significa esto que el alcohol hierve con menos facilidad que lo que sería de suponer de la masa de sus moléculas, y también que existen unas fuerzas relativamente fuertes de atracción entre las moléculas de agua y las de alcohol cuando ambos se mezclan.

Las fuerzas cohesivas en el éter son mucho más débiles que en el alcohol, y sus moléculas presentan una tendencia mucho menor a ser atraídas por las moléculas de agua cuando ambas están presentes. Las parafinas que contienen cuatro o más átomos de carbono por molécula, existen asimismo en más de una forma. Por ejemplo, las moléculas cuya fórmula es C_4H_{10} se obtienen a partir de una molécula más corta C_3H_8 (propano) por una simple sustitución de un átomo de hidrógeno por un grupo CH_3. Si el grupo metilo reemplaza a un átomo de hidrógeno unido a uno de los átomos de carbono terminales de la molécula C_3H_8, el esqueleto resultante tiene cuatro átomos de carbono en fila, formándose entonces la molécula de butano. Pero si el átomo de hidrógeno reemplazado estaba unido al carbono central de la cadena, la estructura de carbono resultante se presenta ramificada, y se forma la molécula de isobutano (véase figura 66). Cuantos más átomos de carbono tenga la molécula de parafina, tantas más disposiciones son posibles. Por ejemplo, existen tres disposiciones posibles de una molécula de parafina que contenga cinco átomos de carbono y doce átomos de hidrógeno. Dado que todas las parafinas son muy poco reactivas, no se dan grandes diferencias entre las formas lineales y las ramificadas. No obstante, la diferencia en la disposición de los átomos origina pequeñas variaciones en los puntos de ebullición, en la densidad y en el grado en que la luz de determinada longitud de onda se desvía al pasar del aire al líquido.

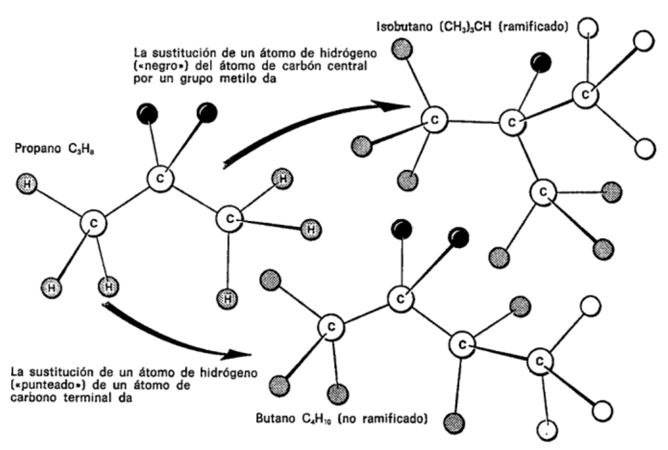


Fig. 66. Dos moléculas cuya fórmula es C_4H_{10}.

En todas las parafinas, cada átomo de carbono comparte cuatro pares de electrones: un par con cada uno de sus cuatro vecinos. Los pares de electrones están dispuestos en forma tetraédrica. Cuando decimos que una cadena de carbonos es "lineal", lo único que queremos expresar es que tal cadena no se halla ramificada, pero no el que todos los átomos de carbono se encuentren en línea recta. En un momento dado, los átomos de carbono se presentan en una cadena en zigzag, no ramificada. Ahora bien, como sólo hay un par de electrones compartido entre cada átomo de carbono y el siguiente, es posible que una parte de la molécula presente un movimiento de rotación respecto a las demás. Pero esta rotación libre de un átomo de carbono, respecto de sus vecinos, no es factible si el átomo de carbono forma parte de un anillo, o los átomos de carbono están unidos, compartiendo más de un par de electrones. Hemos visto que los seis átomos de carbono del benceno forman un anillo plano, en el que los átomos de carbono son equivalentes entre sí. Los seis átomos de hidrógeno son asimismo equivalentes entre sí, y se encuentran en el mismo plano que los de carbono. Cuando se reemplaza un átomo de hidrógeno por uno distinto, o por un grupo de átomos, no importa en qué átomo de carbono se realice la susti-

tución. Pero si se reemplaza un segundo átomo de hidrógeno, el grupo que le sustituye ocupa una de las tres siguientes posiciones: junto al primer grupo, opuesto a él o en una posición intermedia entre las citadas (véase figura 67). Por lo tanto, cuando se sustituye un segundo átomo de hidrógeno pueden formarse tres sustancias distintas. La proporción de cada una de ellas depende sobre todo de cuál era el grupo que había sustituido al primer átomo de hidrógeno. Recordemos que había regiones continuas que contenían electrones por encima y por debajo del anillo bencénico; entonces, cualquier perturbación de la distribución de los electrones se transmite a toda la molécula. Cabe que, por lo tanto, la presencia de los grupos laterales tenga una considerable influencia en el comportamiento de la sustancia. Así, los derivados del benceno que contienen los mismos grupos laterales en distintas posiciones relativas muestran una variedad de comportamiento mucho mayor que las parafinas de cadena recta o ramificadas.

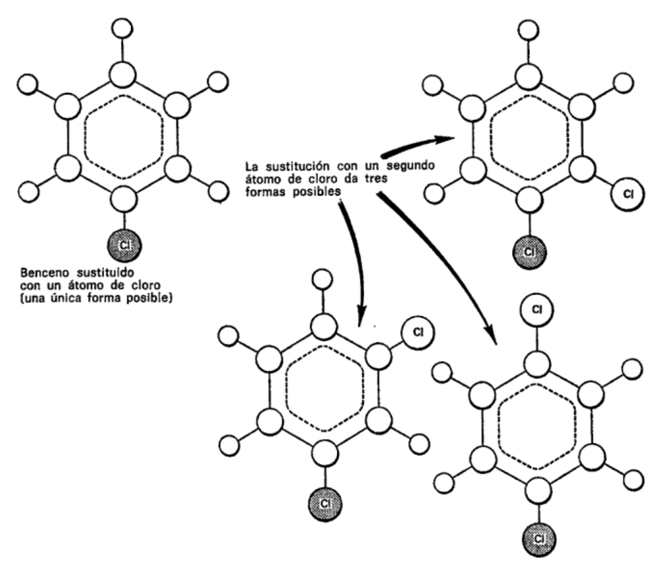


Fig. 67. Tres dicloroderivados del benceno (los círculos mayores no rotulados representan carbono, y, los menores, hidrógeno).

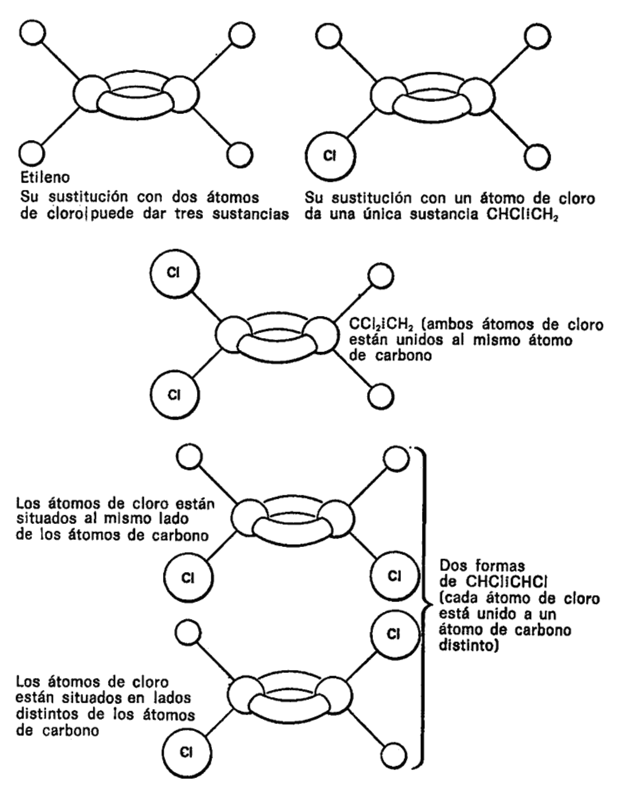


Fig. 68. Cloroderivados del etileno (Los círculos mayores no rotulados representan carbono, y, los menores, hidrógeno.)

Este tipo de variedad geométrica, debida a las restricciones en la rotación, llega a darse incluso en moléculas muy pequeñas. Un compuesto de carbono muy simple, en el que hay más de un par de electrones compartidos entre dos átomos, es el gas incoloro llamado etileno, que se utiliza para que las manzanas no maduren demasiado durante su transporte. Este gas tiene un olor ligeramente dulce y algo molesto. Una molécula de etileno consiste en dos grupos $:CH_2$, unidos entre sí por una región que contiene 4 electrones (cada átomo de carbono contribuye con 2). Un par de elec-

trones se ubica entre los dos núcleos de carbono, y el otro ocupa una región situada a cada lado del primer enlace. Estos dos pares de electrones compartidos impiden que un grupo **:**CH_2 gire respecto al otro grupo. La diferencia entre compartir un único par de electrones entre dos átomos de carbono, como en la molécula H_3C**:**CH_3, y compartir dos pares en H_2C ⁞ CH_2 se representa visualmente en un modelo mecánico en el que los átomos de carbono estén representados por bolitas de madera, agujereadas en los lugares adecuados y conectadas entre sí mediante varillas metálicas que sean algo más finas que los agujeros en los que se hallan insertadas. Si las bolas permanecen unidas tan sólo por una varilla, giran una respecto a otra, pero si las unen dos o más varillas, resulta imposible tal rotación (véase figura 68). No hay ninguna estructura absolutamente rígida, por lo que con ambos tipos de enlace es factible una cierta vibración.

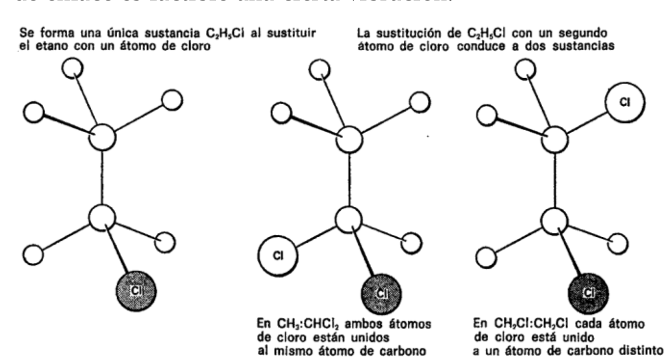


Fig. 69. Cloroderivados del etano (los círculos mayores no rotulados representan carbono, y, los menores, hidrógeno).

Imaginemos lo que ocurre si se sustituyen dos de los átomos de hidrógeno del etileno por otros átomos o grupos, átomos de cloro, por ejemplo. El segundo átomo de éste puede entrar al mismo átomo de carbono que el primero, o al otro de carbono. Por lo tanto, ya contamos con la posibilidad de las sustancias CI_2C ⁞ CH_2 o $ClHC$ ⁞ $CHCl$, de la misma manera que podíamos tener $Cl_2HC{:}CH_3$ o $ClH_2C{:}CH_2Cl$ si reemplazáramos dos de los átomos de hidrógeno del

$H_3C{:}CH_3$ por átomos de cloro (véase figura 69). Ahora bien, si observamos la forma de la molécula $ClHC \vdots CHCl$ comprobaremos que esta fórmula puede representar dos sustancias distintas. En una de las formas, los dos átomos de cloro se encuentran al mismo lado del enlace entre los dos átomos de carbono, mientras que en la segunda de las formas se hallan a lados opuestos del enlace. Las citadas formas difieren notablemente en su comportamiento. (Por otra parte, tan sólo existe una forma de $ClH_2C{:}CH_2Cl$, porque las dos mitades de la molécula tienen libertad de rotación.)

VARIEDAD DE LA "LATERALIDAD": MOLÉCULAS DIESTRAS Y ZURDAS

El ácido láctico, que se extrae de la leche agria, presenta otro interesante tipo de variedad. Se trata de una molécula bastante simple, similar al metano, pero con tres átomos de hidrógeno reemplazados por otros grupos, cada uno de los cuales tiene distinta forma. Es posible tener dos formas de ácido láctico que, si bien son muy similares en la mayor parte de aspectos, muestran asimismo algunas importantes diferencias de comportamiento. En una molécula de ácido láctico, como en una molécula de metano, los cuatro grupos que rodean al átomo central de carbono están unidos a él con un par compartido de electrones, dispuestos tetraédricamente. Imaginemos que el átomo de hidrógeno está en la cúspide del tetraedro, y que los otros tres grupos, que llamaremos A, B y C, y que, realmente, son $\bullet CH_3$, $\bullet OH$ y $\bullet COOH$, forman la base triangular del tetraedro (véase figura 70). Si construimos un modelo de la molécula del ácido láctico, podemos elegir cómo disponer estos tres grupos. Girando, en el sentido de las agujas del reloj, alrededor del triángulo, dispondremos los grupos en el orden A B C o en el orden A C B (esta última disposición equivale, evidentemente, a la misma que se logra al distribuir los grupos en el sentido contrario al de las agujas del reloj del orden A B C). Si tenemos los dos modelos a la vista veremos que, independientemente de có-

mo los situemos, nunca lograremos que sean idénticos. De hecho, una forma de la molécula constituye la imagen especular de la otra, exactamente del mismo modo que nuestra mano derecha es la imagen especular de la izquierda.

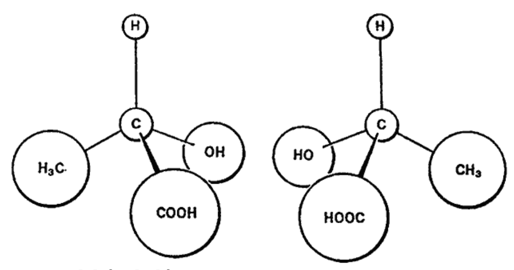


Fig. 70. Formas del ácido láctico.

El ácido láctico es quizá la molécula más simple capaz de existir con formas "diestras" y "zurdas". Esta forma de variedad es muy común entre las moléculas más complejas que se incluyen en la química orgánica. En particular, las moléculas en forma de espiral, o ligeramente torcidas, pueden, en principio, tener su correspondiente imagen especular. Dos sustancias que difieran solamente en la "lateralidad" de sus moléculas se comportarán de forma idéntica en la mayor parte de aspectos. Se producen, sin embargo, diferencias en la forma en que interaccionen con la luz. Probablemente, los cristales de una de las formas de la sustancia constituirán imágenes especulares de los cristales de la otra forma. Las dos sustancias reaccionarán a distintas velocidades, y con diferentes conversiones con otras sustancias que presenten diferente "lateralidad". Por ejemplo, una molécula "diestra" puede encajar mucho más fácilmente en un hueco "diestro" de otra que en uno "zurdo". Este tipo de diferencia se encuentra especialmente en los seres vivos, o en los enzimas extractados de ellos. Ya en el año 1850, Pasteur observó que un moho se alimentaba casi exclusivamente de una forma de una sustancia, y rechazaba la otra forma. Fue así como Pasteur, para explicar su descubrimiento, introdujo la idea de "lateralidad" de las moléculas.

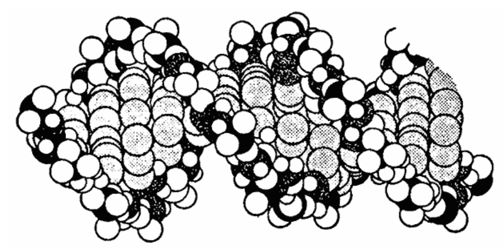


Fig. 71. Modelo de una parte de la molécula de DNA (ácido desoxirribonucleico) (abreviatura en español. ADN) mediante el cual se transmiten las características hereditarias en los seres vivos Los distintos círculos representan diversos tipos de átomos, ampliados unos 43 millones de veces. Figura tomada de la página 179 del libro *The Structure of Life*, de Royston Clowes, Pelican. 1970.

Nuestra escueta consideración sobre la enorme variedad de los compuestos de carbono, si bien extraordinariamente breve, subraya algunos de los factores que hacen que la química orgánica sea tan vasta y variada. Los átomos de carbono pueden unirse entre sí para dar cualquier longitud de cadena para una molécula. Esta cadena será continua, ramificada, o estará unida por sus extremos para dar un anillo, o un sistema de anillos unidos. Es posible que los átomos de carbono de la cadena sean sustituidos por otros átomos, o por grupos de éstos. Cabe que los propios átomos de carbono estén unidos mediante un único par compartido de electrones, o por dos, o incluso tres pares. Las propiedades de una sustancia dependen no sólo de las distintas piezas que la forman, sino del orden en que se encuentran dispuestas, como ocurre con las cuentas de un collar. Por otra parte, cuando se ha fijado un determinado orden, es susceptible que con frecuencia encontremos aún más variedad, lo que se debe a las distintas formas en que los grupos estén orientados en el espacio. Es precisamente por medio de la sutil combinación de estos factores como es posible que los seres humanos se hallen dotados, desde su concepción, de instrucciones moleculares para su propio desarrollo genético individual, distinto del de cualquier otra criatura viva (excepto en el caso de los gemelos idénticos, es decir, procedentes de un solo óvulo).

XIII. VARIEDAD EN LA ORDENACIÓN

En los dos últimos capítulos hemos visto que es posible introducir modificaciones en las moléculas individuales, cuando un átomo o un grupo de átomos se reemplaza por otro, y cuando los mismos grupos de átomos se disponen en distintas formas. Estos tipos de alteraciones generan asimismo gran variedad en los sólidos en los que los átomos o los iones constituyen ordenaciones tridimensionales.

DEL DIAMANTE AL CARBÓN VEGETAL

La afirmación de que los diamantes son químicamente idénticos al hollín, parece grotesca. Desde que la química trata con “cuerpos sensibles”, nuestros sentidos nos indican que el diamante y el hollín están muy lejos de ser idénticos. El hollín es blando y negro, y brilla con luz roja cuando se le calienta a baja temperatura con la llama de una vela. Es muy similar al carbón vegetal pulverizado, que absorbe grandes cantidades de gas (de ahí el empleo de píldoras o sellos de carbón vegetal para las flatulencias, y el uso de polvo de carbón en las máscaras antigás). Los diamantes, en cambio, son extraordinariamente duros, transparentes, no absorbentes, e inalterables si no se les calienta a más de 700°C, temperatura a la que arden en el aire. No obstante, el hollín y los diamantes están compuestos tan sólo por átomos de carbono: las extraordinarias diferencias entre ellos se deben únicamente a la forma en que los átomos están dispuestos.

El grafito es otra forma de carbono puro: su aspecto es casi tan brillante como el de un metal, y, asimismo, es conductor de la electricidad, aunque no tanto como los metales. Por otra parte, posee una superficie muy deslizante y deja huella cuando se le frota sobre un papel; esta propiedad, por supuesto, es la que le da nombre. El grafito se emplea como

lubricante, como conductor eléctrico y para fabricar las minas de lápiz. En lo que se refiere a éstas, cuanto más blanda sea la mina, mayor proporción de grafito contiene.

Como hemos visto, los átomos de carbono del diamante se hallan dispuestos en una ordenación tridimensional infinita, en la que cada átomo de carbono está rodeado tetraédricamente por otros cuatro (véase figura 72). Cada átomo de carbono comparte con su vecino un par de electrones. En cambio, en el grafito los átomos de carbono se encuentran dispuestos en capas ilimitadas bidimensionales. Los átomos de carbono forman anillos de seis unidades, que se unen entre sí como si fuesen baldosas hexagonales. Cada átomo de carbono tiene entonces tres vecinos cercanos, dispuestos en ángulos de 120°, y comparte con cada uno de ellos un par de electrones, lo que significa que, en el grafito, cada átomo de carbono (como en el benceno) está rodeado por tres pares de electrones compartidos y tiene un par de electrones sin compartir. Estos electrones se ubican en regiones que se solapan entre sí y coalescen por encima y por debajo del plano de los hexágonos, con lo que contribuyen a mantener más firmemente unidos los anillos de carbono. Los electrones se mueven por estas regiones de una forma bastante parecida, aunque algo menos libre, a como lo hacen los electrones de un metal que se mueve a través del conjunto de iones. Esta moderada movilidad de los electrones permite que el grafito sea conductor eléctrico y le proporciona cierta apariencia metálica. Las fuerzas de atracción entre capas adyacentes de átomos de carbono son sólo ligeramente superiores a las fuerzas de cohesión de los líquidos, de lo que resulta que la distancia entre una capa y su capa adyacente es de más del doble de la distancia entre átomos de carbono vecinos de la misma capa. Por lo tanto, dichas capas no se ven unidas con mucha fuerza, y, así, cabe que, con facilidad, resbalen una sobre la otra. La citada propiedad permite que el grafito se utilice como lubricante y para fabricar lápices.

El carbón vegetal es, en cierto modo, más semejante al grafito que al diamante. Nuestro sentido inmediato nos dice que las tres sustancias son absolutamente distintas, pero si

ampliamos lo suficientes nuestros sentidos como para ver cómo se hallan dispuestos los átomos, observaremos que el carbón vegetal, lo mismo que el grafito, está formado por capas de anillos hexagonales de átomos de carbono. La única diferencia entre el carbón vegetal y el grafito estriba en que las partículas de carbón vegetal son extraordinariamente pequeñas. Cada motita de carbón contiene sólo unas pocas capas de hexágonos, y cada uno de ellos tiene únicamente unos pocos hexágonos de carbono. La suma de las áreas de cada una de las superficies de estas motitas es muy elevada.

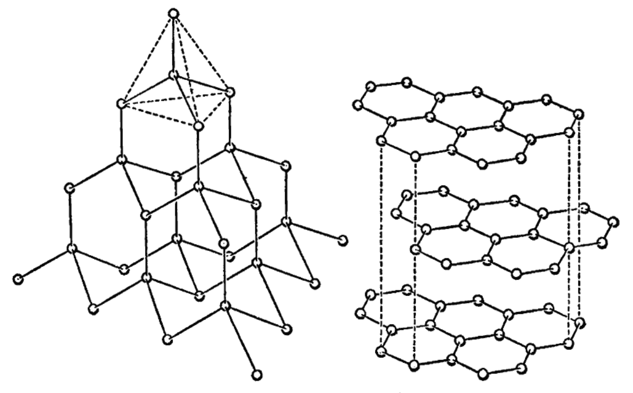


Fig. 72. Dos disposiciones de los átomos de carbono.

Exactamente igual que en el grafito, los electrones no apareados ocupan regiones continuas por encima y por debajo de las capas de los átomos de carbono. Lo que ocurre es que, como estas capas no se extienden muy lejos, en ninguna dirección, los electrones no tienen mucho campo por recorrer a través de toda la estructura. La probabilidad de que los electrones se encuentren cerca del borde de una motita de carbón es muy alta. Estos electrones, que vagan sin ubicarse de un modo fijo, cuando se hallan en el borde atraen con facilidad moléculas cercanas, especialmente las que tengan nubes electrónicas no simétricas o fácilmente deformables. Dado que el polvo de carbón vegetal presenta un área super-

ficial muy extensa, atrae con mucha facilidad otras moléculas, lo que permite que se emplee como absorbente en las máscaras antigás, ya que es capaz de retener muchas de las moléculas extrañas que contenga el aire. Asimismo, es interesante observar que la distancia entre los átomos de carbono adyacentes del diamante es ligeramente mayor que la que media entre átomos vecinos en el grafito; pero cada átomo del diamante tiene cuatro vecinos, mientras que el grafito sólo tiene tres. De ahí que el diamante sea más denso que el grafito: hay más átomos en un volumen dado. Podríamos pensar que sería factible convertir grafito en diamante incrementando la presión, con lo que los átomos se aproximarían más. Asimismo, como los sólidos se expanden, normalmente, al calentarlos, podríamos suponer que, a alta temperatura, necesitaremos presiones muy elevadas. Ambas suposiciones son correctas, pero, desgraciadamente, se requieren altísimas temperaturas y presiones extremadamente elevadas para transformar grafito en diamante. De ahí que sólo se hayan obtenido artificialmente algunos diamantes muy pequeños.

El estaño, que tiene una estructura electrónica análoga al carbono (véase figura 45), existe también en dos formas que presentan distinta disposición atómica. A temperaturas normales es un metal, pero cuando se enfría a 0°C, o a más baja temperatura, cambia hasta una estructura no metálica, similar a la del diamante, aunque menos dura. Esta forma de estaño a baja temperatura es quebradiza y menos densa que el estaño metálico. Se cuenta que los recipientes de gasolina utilizados en las expediciones de la Antártida se rompen si sus juntas soldadas tienen estaño. Incluso se insinúa que el fracaso de la campaña de Napoleón hacia Moscú cabe atribuirlo, al menos en parte, a que los uniformes de sus tropas se abrochaban con botones hechos con una aleación de estaño, y que se desintegraban fácilmente bajo las primeras fuertes heladas.

VARIACIONES DE LOS ESQUELETOS DE LOS SILICATOS

El silicio (figura 45) presenta idéntica estructura electrónica exterior que el carbono, y ofrece, como el carbono, una considerable variedad de compuestos. Dicha variedad se consigue, sin embargo, por unos procedimientos algo diferentes. Hemos visto que los átomos de carbono se juntan con facilidad entre sí, incluso formando cadenas muy largas, y que la unión entre dos átomos de carbono puede efectuarse hasta con seis electrones. Un átomo de silicio, en cambio, es mucho más estable cuando se encuentra rodeado por átomos de oxígeno que cuando se halla unido a otro átomo de silicio. El silicio se halla presente en gran número de minerales y, en casi todos ellos, el átomo de silicio se rodea tetraédricamente por cuatro átomos de oxígeno. La mayor parte de la geoquímica depende del hecho de que estos tetraedros llegan a unirse entre sí mediante un gran número de formas.

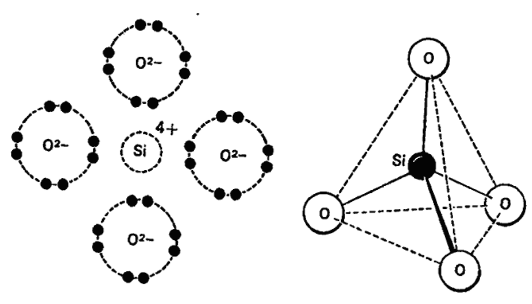


Fig. 73. Los cuatro pares de electrones dispuestos alrededor del átomo de silicio están en posiciones tetraédricas, formando un tetraedro regular estable de átomos de oxígeno alrededor del átomo de silicio central.

Podemos imaginamos la unidad tetraédrica básica formada por un ion Si^{4+} rodeado de cuatro iones O^{2-} (véase figura 73). Todos los núcleos están rodeados por conjuntos de electrones que dan la configuración de gas inerte, y el ion silicato resultante, muy estable, se representa por SiO_4^{4-}. En la práctica, no obstante, los electrones compartidos no se hallan, probablemente, transferidos del todo a los átomos de oxígeno; y una parte de los electrones no apareados de los áto-

mos de oxígeno cabe que esté en las zonas exteriores de los átomos de silicio. Algunos minerales contienen grupos individuales SiO_4^{4-}, junto con los iones metálicos necesarios para compensar exactamente las cargas eléctricas (véase figura 74). Por ejemplo, si el ion metálico es el magnesio (Mg^{2-}), el mineral contendrá el doble de iones de magnesio que tetraedros de silicato, con lo que la estructura será eléctricamente neutra. En cambio, el silicato de circonio contiene un ion metálico con cuatro cargas positivas, por lo que se dará igual número de iones Zn^{4+} que iones SiO_4^{4-}.

Fig. 74. Dos silicatos simples.

La forma más sencilla mediante la que los tetraedros de silicato se unen entre sí es compartiendo un átomo de oxígeno (véase figura 75). Los dos tetraedros poseen entonces un vértice en común, con lo que se forma el ion $Si_2O_7^{6-}$. Del mismo modo que el ion SiO_4^{4-}, el ion $Si_2O_7^{6-}$, se combina con iones metálicos que compensen su carga negativa. Sin embargo, los minerales derivados del silicio están formados por grandes agregados de tetraedros SiO_4^{4-}, los cuales pueden hallarse unidos compartiendo los vértices, como si fueran versiones ampliadas del ion $Si_2O_7^{6-}$. Las cadenas que contienen tres, o seis, tetraedros de silicato unidos de esta forma, constituirán anillos (véase figura 76). El berilio, piedra semi-preciosa, contiene anillos de $Si_6O_{18}^{12-}$, en combinación con iones positivos de berilio y aluminio. Los minerales del tipo del asbesto poseen cadenas de silicato en forma de

hilos alargados, a veces unidos a pares mediante distintos iones metálicos (véase figura 77).

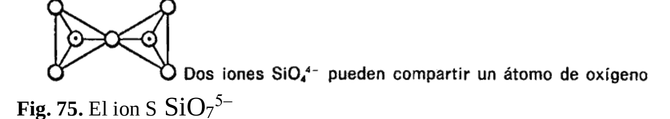


Fig. 75. El ion S SiO_7^{5-}

Fig. 76. Silicatos cíclicos.

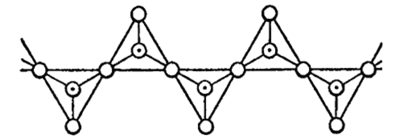


Fig. 77. Silicatos lineales

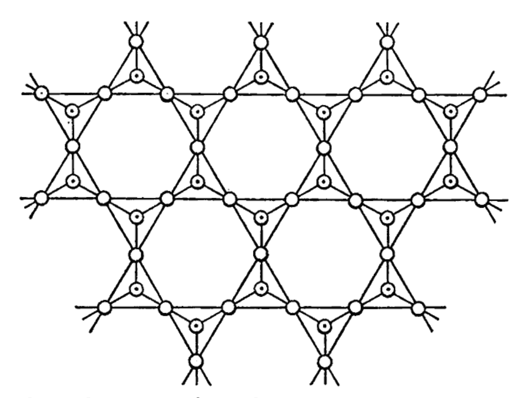


Fig. 78. Silicato dispuesto en forma de capa

Estos minerales son fibrosos porque si bien en sí las cadenas de tetraedros de silicatos son muy fuertes, las fuerzas entre ellas no lo son, con lo que fácilmente se separa una fibra de otra. Cabe que con estas cadenas se combine una gran variedad de iones metálicos, siempre que la carga total positiva de éstos compense exactamente la carga total negativa de los grupos silicato.

A los tetraedros de silicato también les es posible compartir aristas, y, asimismo, formar láminas de dimensiones ilimitadas (véase figura 78). En los minerales, dichas láminas se encuentran unidas entre sí mediante iones metálicos, con lo cual se da una numerosísima gama de posibilidades. El talco y la mica presentan estructuras como la descrita, por lo que no es sorprendente que sea más sencillo exfoliar tales sustancias, hasta conseguir láminas finas, que romper la lámina a su través.

Por último, los tetraedros de silicato pueden agruparse compartiendo caras, de la misma forma que se almacenan en las cajas los envases tetraédricos de cartón. Cuando un tetraedro comparte cada una de sus caras con sus cuatro tetraedros vecinos, solamente hay dos átomos de oxígeno por cada átomo de silicio, con lo que la estructura no contiene carga eléctrica. La sustancia resultante es el dióxido de silicio SiO_2, normalmente denominado sílice. La sílice existe en múltiples variedades, de las cuales la más común es el cuarzo. Exactamente igual que el diamante, que tiene una estructura tetraédrica ilimitada, el cuarzo es duro, transparente, no reactivo y presenta un punto de fusión muy elevado. En el interior del cristal, los tetraedros se disponen en estructura espiral; y, como podíamos esperar, es factible que existan cristales de distinta “lateralidad”, que se llegan a separar a mano, observándolos visualmente.

Cuando calentamos intensamente cualquier variedad de sílice, se perturba la estructura regular tetraédrica. Asimismo, se consigue dicha perturbación si la sílice líquida se enfría con excesiva rapidez, de tal modo que a los tetraedros no les sea posible unirse en una disposición regular. En ambos casos se obtiene un vidrio. El vidrio, como el caramelo, está

formado por grupos que se encuentran dispuestos de una forma menos regular que en la mayor parte de los sólidos (véase figura 79-a). Su estructura es bastante parecida a la de un líquido, excepto en el hecho de que los grupos no se mueven tan rápidamente, por lo que no cambian con facilidad su posición. La irregularidad de la estructura de los vidrios se constata por el hecho de que se deforman notablemente a temperaturas mucho menores que las que necesitan para fundir. La disposición aleatoria de los grupos hace posible, para conseguir que el vidrio sea más blando, más duro, más transparente, o coloreado, introducirle una gran variedad de sustancias.

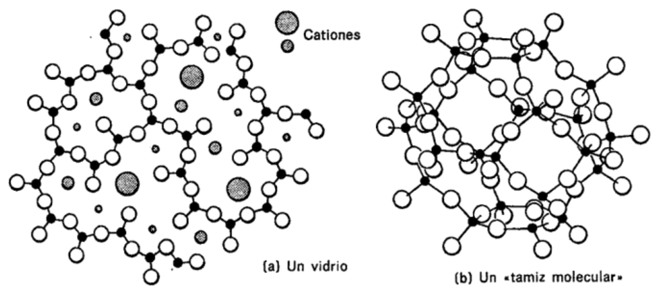


Fig. 79. Dos silicatos más complejos.

Hay muchos minerales, parecidos al cuarzo, en los que algunos de los iones Si^4 se han reemplazado por iones de aluminio con carga triple, Al^{3+}. El conjunto tetraédrico que se obtiene es algo más abierto que en el cuarzo, y contiene una carga negativa adicional. Conseguiremos la neutralidad eléctrica mediante iones metálicos que se ubiquen en los agujeros de la estructura. En algunos minerales, determinados grupos se colocan en los huecos de la estructura. Tales grupos pueden ser pequeñas moléculas no cargadas, así como iones. Unos grupos se ubican más fácilmente que otros (véase figura 79-b). De ahí que dichos minerales se emplean como “tamices moleculares”, que clasifican, por su tamaño, las moléculas pequeñas. Se utilizan asimismo como “intercomunicadores de iones” porque algunos tipos de iones son retenidos

por la estructura, que, a su vez, libera otros iones que mantenía unidos de forma menos firme.

LA VARIEDAD EN LOS METALES

Cabe efectuar un gran número de variaciones sobre la idea básica de los iones metálicos densamente empaquetados, sumergidos en una nube electrónica que ocupa toda la estructura. Los elementos metálicos, así como los otros, existen a veces en más de una forma, pero la variedad en los metales se obtiene sobre todo cuando, simultáneamente, tenemos más de una clase de iones metálicos. La sustancia resultante se define como aleación (las aleaciones de mercurio se denominan amalgamas, y muchas de ellas, como el propio mercurio, son líquidas a las temperaturas ordinarias). La mayor parte de aleaciones son sólidas a la temperatura ambiente y se obtienen enfriando una mezcla de metales fundidos.

La capacidad que tienen dos metales para formar una aleación depende de los tamaños de sus dos iones, de la fuerza con que atraigan a los electrones y de cuántos electrones cede cada átomo de metal a la nube electrónica comunitaria. Si dos metales se parecen mucho en estas características, uno de ellos puede reemplazar a otro en la estructura. Es factible que los dos metales tomen posiciones relativas aleatorias entre sí, como ocurre si una mezcla fundida de cobre y de oro se enfría rápidamente (véase figura 80). Si se calienta lo suficiente el sólido durante algún tiempo, la estructura se hace cada vez más regular, y llega incluso a presentar un conjunto muy ordenado hecho de capas alternadas de iones cobre e iones oro. El comportamiento de la aleación depende no sólo de la proporción de oro y cobre, sino también de la forma en que el metal se haya tratado.

En el latón, sus dos componentes contribuyen con un número distinto de electrones a la nube conjunta: el cobre cede fácilmente un electrón, mientras que el cinc cede dos. La estructura del cobre puro es distinta de la del cinc puro, por lo que a un ion no le es posible reemplazar ilimitadamen-

te al otro. Sólo cabe que un 30% de los iones de cobre sean sustituidos por cinc sin que varíe la disposición global de dichos iones. Sin embargo, si el cinc se encuentra en la proporción del 30 al 50%, se obtiene una estructura distinta, e incluso es factible que se den otras estructuras que posean mayor concentración de cinc. Si la relación de cobre a cinc se aproxima al indicado valor límite, es posible que, simultáneamente, estén presentes ambas estructuras, y la aleación consiste entonces en una íntima mezcla de cristales pequeños de ambos tipos. No es sorprendente que las propiedades mecánicas de una aleación sean muy sensibles a los cambios, incluso muy pequeños, en las concentraciones de sus componentes, y también así a la forma de elaborar la aleación.

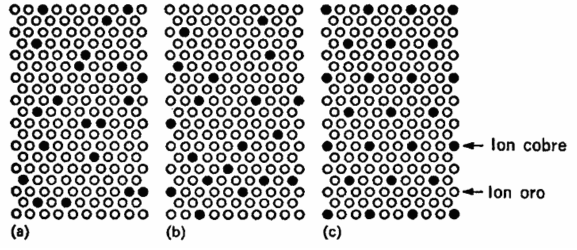


Fig. 80. Estructura de las aleaciones oro-cobre (a) Estructura desordenada obtenida cuando la aleación líquida caliente se enfría con suma rapidez (se "congela"). Algunos iones cobre están en contacto entre sí. (b) Cuando la aleación se calienta ligeramente (se "recuece"), la estructura se vuelve más ordenada Cada ion cobre está rodeado por iones oro. (c) Un "recocido" prolongado produce una ordenación casi perfecta.

Si los dos iones metálicos son muy distintos en lo que se refiere a su capacidad de atraer electrones, uno de ellos concentrará a los electrones a su alrededor, en detrimento de la nube electrónica comunitaria. El estaño, por ejemplo, retiene a los electrones mucho más firmemente que el magnesio, por lo que la aleación Mg_2Sn actúa más como una sal que como un metal. El estaño retiene con tanta fuerza a los electrones, que el sólido obtenido se constituye en un mal conductor eléctrico.

A veces, algunos átomos se deslizan hacia el interior de una estructura de iones metálicos, sin que se produzcan sensibles cambios en la estructura ni en la distribución de la nube electrónica. Naturalmente, cuanto más pequeño sea el átomo, más fácilmente se acomoda. Si se añade al metal una pequeña proporción de dichos átomos, en nada varía su comportamiento metálico, si bien el solapamiento adicional de nubes electrónicas, en lo que antes era un “agujero”, con frecuencia logra que el metal se haga más resistente y más duro. Tecnológicamente, el ejemplo más importante lo encontramos en el acero: la introducción de un porcentaje muy bajo de carbono al hierro mejora muchísimo su resistencia mecánica. Es posible variar notablemente las propiedades del acero si adicionamos cantidades muy pequeñas de otros metales: vanadio, cromo o volframio.

VARIEDAD DE LA SAL COMÚN

La sal común consiste en una estructura ilimitada de iones sodio e iones cloro, dispuestos alternadamente en las tres dimensiones del espacio. Ambos tipos de iones poseen una sola carga eléctrica, y sus nubes electrónicas exteriores tienen la estructura de gas inerte. Pero es factible que los iones sodio sean sustituidos por iones derivados de otros metales que tengan la misma estructura ([gas inerte]+1) que el sodio. Los metales litio, potasio y rubidio pierden su electrón exterior para dar un ion cargado positivamente, que forma una estructura alternante con los iones cloruro. El modelo iónico es exactamente el mismo que en el cloruro sódico, pero la distancia entre iones difiere en las distintas sustancias porque los iones positivos son de tamaños distintos. Por lo tanto, las fuerzas electroestáticas que mantienen unido el conjunto son, también, distintas.

De la misma forma, los iones cloruro de la sal común son reemplazados por otros iones que tengan una única carga negativa. Así, los iones fluoruro, bromuro y yoduro es posible que sustituyan a los iones cloruro en la estructura del

cloruro sódico. Al propio hidrógeno le falta un electrón para tener la estructura del gas inerte helio, y gana este electrón siempre que esté cerca de un átomo que pierda un electrón con facilidad El sodio y los otros miembros del mismo grupo se combinan fácilmente con el hidrógeno para formar compuestos parecidos a las sales, que consisten en estructuras de iones, cargados positivamente, alternados con iones hidrógeno de carga negativa. Así, empleando distintas parejas de componentes, se forman no menos de 20 compuestos que poseen la misma estructura iónica. Se parecen bastante a la sal común en la estructura, mas difieren en su comportamiento específico. Por ejemplo, no tienen la misma dureza. Y, si bien todos ellos funden a temperaturas relativamente altas, éstas son distintas entre sí porque, asimismo, las fuerzas interiónicas son muy diferentes.

No es imprescindible que el ion metálico de una ordenación de tipo salino, siempre que sea estable, tenga la estructura de gas inerte. El ion plata con una carga positiva (véase figura 41) tiene una nube electrónica exterior cuya estructura estable es ((gas inerte]+10) y puede, así, formar una ordenación de tipo salino con los iones fluoruro, cloruro o bromuro. No obstante, el ion metálico no debe ser demasiado grande si ha de formar parte de un conjunto en el que se halle rodeado de seis iones cargados negativamente. Por ejemplo, el ion derivado del cesio (un elemento análogo al sodio, si bien más pesado) es demasiado grande como para introducirse en una estructura del tipo del cloruro sódico. Los compuestos de cesio con el flúor, el cloro, el bromo y el yodo, adoptan una disposición en la que el ion metálico se sitúa en el centro de un cubo que tiene en las esquinas cuatro iones cargados negativamente (véase figura 81). Pero, a pesar de este cambio de disposición, el comportamiento del cloruro de cesio es muy similar al del cloruro sódico.

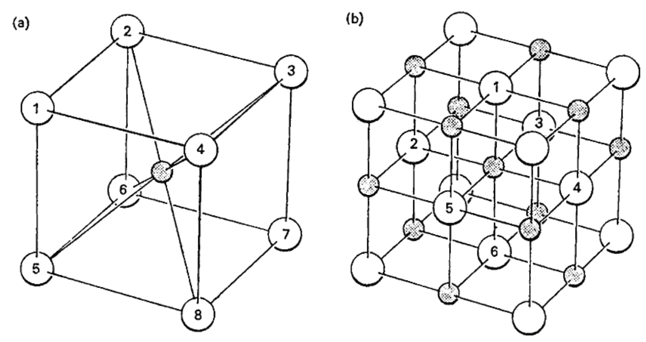
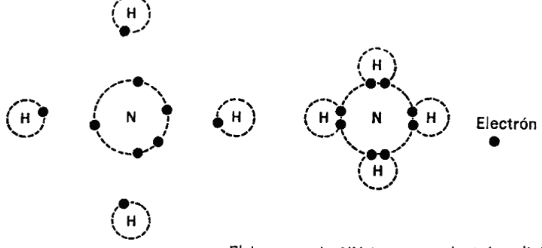


Fig. 81. (a) La estructura del cloruro de cesio. Cada ion metálico (circulo sombreado) está rodeado por 8 iones cloruro (círculos vacíos), y viceversa, (b) La estructura del cloruro sódico (véase fig. 37). Cada ion tiene 6 vecinos.

Se logra una mayor variedad si se reemplaza el ion sodio de la sal por otro ion con una carga positiva que no se derive de ningún metal. Este ion es el ion amonio, consistente en un átomo de nitrógeno rodeado por cuatro átomos de hidrógeno, uno de los cuales ha perdido un electrón (véase figura 82).



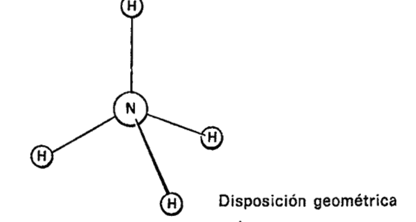


Fig. 82. El ion amonio NH_4^+

Existen ocho electrones exteriores alrededor del átomo de nitrógeno: cinco los suministra el propio nitrógeno y los tres restantes proceden de cuatro átomos de hidrógeno. Estos electrones se agrupan en cuatro pares, cada uno de los cuales está en la dirección de los átomos de hidrógeno dispuestos tetraédricamente, de modo muy similar al metano. El grupo se compone de un átomo de nitrógeno neutro, tres de hidrógeno neutro y un ion hidrógeno cargado positivamente, por lo que tendrá una carga positiva. Este ion amonio ofrece, aproximadamente, las mismas dimensiones que uno de potasio, y se inserta, en el lugar del sodio, de modo adecuado en la estructura salina. El cloruro, el bromuro y el yoduro amónicos tienen mucho en común con la sal.

En el presente capítulo hemos considerado la variedad originada por las distintas disposiciones de los átomos en forma de moléculas, en forma de iones o en forma de grupos en el interior de un conjunto. Las diversas estructuras proceden de la formación de sustancias bien diferentes, como cuando un grupo de átomos entraba en dos posiciones alternativas con el esqueleto de una molécula orgánica, o se da una variación gradual de comportamiento, a medida que cambia la composición de una sustancia, por sucesivas sustituciones de un componente por otro. Este segundo tipo de variedad se observaba en alguno de los silicatos y en las aleaciones consideradas anteriormente. Variaciones similares se consiguen por la gradual adición de un componente minoritario, cuando se absorben pequeñas cantidades de gases en los espacios de una red de silicato, o cuando los agujeros existentes en las estructuras de los iones metálicos se llenan de pequeños átomos. Su comportamiento es muy similar al de las disoluciones, que se estudian en el próximo capítulo.

XIV. MEZCLAS DE PARTÍCULAS

Supongamos que tenemos un rebaño de ovejas marcadas con un distintivo azul y separadas, por una puerta, de otro rebaño de ovejas sin marcar. Si en un momento determinado se abre la puerta, algunas ovejas de cada rebaño penetrarán en el recinto contiguo, y, al cabo de cierto tiempo, los dos rebaños se habrán mezclado totalmente. Otros grupos de animales, como, por ejemplo, los perros, se mezclarán más rápidamente, por el contrario, y como es obvio, conjuntos de objetos inmóviles, como los sacos de patatas, no se entremezclarán lo más mínimo.

MEZCLAS DE GASES

Las partículas de un gas se comportan como si fueran animales: se mueven de un lugar a otro, con independencia de sus vecinos, por lo que fácilmente se mezclan entre sí. Cuanto más caliente está el gas, con mayor rapidez se desplazan las partículas. Es fácil observar cómo se mezcla el gas yodo con el aire. Cuando se permite que dos gases se mezclen, el comportamiento de la mezcla resultante es intermedio entre los de los componentes separados, en el supuesto de que no reaccionen entre sí. Una sustancia que queme muy rápidamente, y con mucha intensidad, en oxígeno puro, y que, en cambio, no queme en nitrógeno, lo más probable es que queme lentamente en el aire. Si los dos componentes reaccionan entre sí, el comportamiento de la mezcla depende asimismo del que ofrece el producto puro, así como de la velocidad con que se forme.

Hemos visto que algunos sólidos, como los formados por una red tridimensional de silicato, contienen cavidades capaces de retener pequeñas moléculas, como las de los gases o el agua. No hay verdaderas fuerzas de atracción entre el sólido

y la mayor parte de esas pequeñas moléculas "huéspedes", por lo que se comportan como si estuvieran mezcladas con el sólido en cuestión.

El aludido comportamiento es muy distinto de la forma en que el carbón vegetal absorbe los gases, o el modo como el papel secante retiene el agua. Vimos que el carbón contenía miríadas de pequeñas partículas, cada una de las cuales poseía cerca de la superficie una alta proporción de electrones no apareados. Las regiones que contenían electrones no apareados atraían a las moléculas hacia la gran superficie del carbón vegetal, pero éstas no penetraban en el interior de las partículas. De la misma forma, las fibras de papel secante se hallan erizadas en grupos •OH, que, como en los grupos •OH del agua, poseen nubes electrónicas distorsionadas y atraen moléculas de agua a los espacios que quedan entre las fibras. En sí mismas, éstas permanecen intactas, y las moléculas de agua no se mezclan con las moléculas que las constituyen.

LAS PARTÍCULAS "FIJAS" DE LOS SÓLIDOS

Dado que los átomos y las moléculas de un sólido mantienen una disposición en una estructura fija, se da muy poca interpenetración cuando se mezclan dos sólidos. Las partículas de un sólido se comportan de forma más parecida a la de los sacos de patatas que a la de las ovejas. Cuando se mezcla polvo de oro con polvo de plata, la mezcla parece oro-plata, si bien cada partícula de polvo se ha mantenido inalterada, de modo que cualquier átomo del interior de una partícula posee exactamente los mismos vecinos que antes. Los átomos de la superficie de las partículas tienen, por supuesto, un entorno distinto. Pero si comparamos la distancia entre átomos del mismo metal con el espacio que queda entre partículas, vemos que éste es muy superior, por lo que tiene escasa influencia. Por lo tanto, las partículas permanecen inalteradas aunque se mezclen con polvo de otro metal. Incluso, con paciencia, y valiéndonos de unas pinzas y de una lente de aumento, somos capaces de llegar a separar los dos metales.

No obstante, las partículas de un sólido no permanecen absolutamente inmóviles. Si colocamos, una sobre otra, una lámina de plata y otra de oro y las apretamos con fuerza, preferentemente a una temperatura bastante elevada, se observa que, si bien muy lentamente, algunos iones plata intercambian su posición con algunos iones oro. Aunque los iones de los metales se hallan en una ordenación muy compacta, en caso de disponer de suficiente tiempo llegan a desplazarse de tal forma que algunos intercambian sus lugares. Este proceso de mezcla es, insistimos, extraordinariamente lento, y en absoluto se trata de un buen procedimiento para preparar una aleación.

Los gases se interpenetran de una forma indiscriminada, y los sólidos de un modo en exceso lento. De ahí que el resto del capítulo lo dediquemos a las mezclas líquidas, que se obtienen mezclando un líquido con otro líquido, con un gas o con un sólido.

MEZCLAS DE DOS LÍQUIDOS

Las partículas de los líquidos, lo mismo que las de los gases, no permanecen confinadas a una posición fija. Por lo tanto, dos líquidos, como dos rebaños de ovejas, tienden a mezclarse si se ponen en contacto entre sí. Dicha tendencia[13] se reduce por la fuerza de cohesión de cada uno de los dos componentes, aunque, por el contrario, se acelera por las fuerzas de atracción que actúan entre las partículas de los dos líquidos. Las fuerzas de atracción entre dos moléculas de tipo similar son mucho más intensas que las que se dan entre moléculas que difieren notablemente. Por ejemplo, las fuerzas de cohesión entre las moléculas de parafinas que tengan cadenas de átomos de carbono de longitudes ligeramente distintas, son bastante parecidas a las fuerzas que actúan en

---

[13] La tendencia que presentan dos sustancias, o incluso tan sólo una, a mezclarse al máximo es de una extraordinaria importancia. Se estudia con mayor detalle en el capítulo 16.

el interior de cada líquido puro; por lo cual las distintas moléculas de las parafinas se mezclan con facilidad. El comportamiento de la mezcla resultante depende de la proporción de cada uno de los componentes presentes. Del mismo modo, el alcohol y el agua se mezclan en cualquier proporción porque sus moléculas son de tamaños similares y contienen grupos hidroxilos con nubes electrónicas permanentemente distorsionadas. Las fuerzas que actúan entre dos moléculas de agua, dos de alcohol o una de cada sustancia son del mismo tipo, ya que tienen su origen en la carga eléctrica distorsionada de las moléculas. Sin embargo, el agua no se mezcla lo más mínimo con ninguna de las parafinas porque las fuerzas que actúan en estos dos tipos de líquido son de naturaleza muy diferente. Si se mezcla una parafina líquida con agua, el resultado es una emulsión consistente en gotitas de un líquido suspendidas en el interior del otro (véase figura 83). Después de cierto tiempo, las gotas se unen entre sí y los líquidos permanecen en dos capas separadas (ver figura 84).

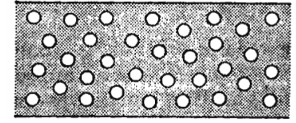


Fig. 83. Emulsión formada por dos líquidos inmiscibles

Si las moléculas de dos líquidos distintos interaccionan mucho más fuertemente que las moléculas de cada líquido por separado, decimos que los dos líquidos reaccionan. Así, el agua reacciona con tanta intensidad con el ácido sulfúrico concentrado, conocido como aceite de vitriolo, que se desprende una gran cantidad de calor. Cuando diluimos este ácido es imprescindible que lo vertamos lentamente sobre el agua, ya que si vertiéramos el agua sobre el ácido, la cantidad de calor que se generaría sería suficiente como para que el ácido hirviera y, probablemente, fuese despedido hacia la cara del experimentador. En vista de la atracción que experimentan entre sí estos dos líquidos, no resulta sorprendente que sea factible mezclarlos en cualquier proporción.

Algunas parejas de líquidos sólo se mezclan entre sí cuando uno de ellos se halla presente en mucha mayor cantidad que el otro. El agua y el fenol se parecen en que ambas moléculas contienen un grupo OH con una nube electrónica distorsionada; pero, en el agua, este grupo se encuentra unido a un átomo de hidrógeno, mientras que en el fenol lo está a un anillo bencénico.

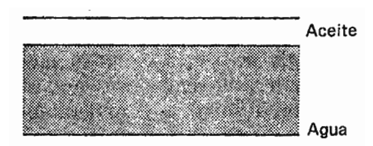


Fig. 84. Capas separadas de dos líquidos inmiscibles.

Nos es dado mezclar pequeñas cantidades de agua a una gran cantidad de fenol, y viceversa, pero si intentamos mezclar cantidades aproximadamente iguales de ambos se forma una emulsión lechosa. El fenol, como otras sustancias similares, se utiliza en la elaboración de desinfectantes domésticos Por otra parte, es factible añadir algunas gotas de agua a una botella de desinfectante, o algunas gotas de desinfectante a un cubo de agua, sin que el líquido se enturbie.

PARTÍCULAS GASEOSAS EN UN LÍQUIDO

Cuando tenemos un gas y un líquido disponemos de dos conjuntos de partículas móviles que tienden a mezclarse entre sí, de modo que, normalmente, podremos situar algunos átomos o algunas moléculas de cualquier gas en los espacios que quedan entre las partículas de líquido. Cuanto mayor sea la presión del gas, más partículas de éste entrarán en un volumen dado, y, en consecuencia, más partículas de gas penetrarán en los "huecos" de un volumen dado de líquido. No obstante, la mayor parte de los gases son muy poco solubles en los líquidos. No se trata de nada sorprendente, puesto que las partículas de un gas se mueven con tanta rapidez que superan en mucho a las fuerzas de atracción entre sus partí-

culas y las de sus alrededores La mayor parte de los gases se mueven también lo suficientemente rápidos como para romper las fuerzas con las que les atraen las partículas de líquido, a no ser que tales fuerzas sean especialmente intensas.

Si un gas interacciona más poderosamente con un líquido que la interacción de las partículas de líquido entre sí. la tendencia a mezclarse se potencia, y el líquido disuelve una considerable cantidad de gas. Las moléculas de agua, con su alta concentración de electrones alrededor de los átomos de oxígeno, interaccionan muy enérgicamente con las moléculas de diversos gases. Las moléculas de amoníaco (NH_3) poseen asimismo una alta concentración de electrones alrededor de sus átomos de nitrógeno, por lo que se intercambian con facilidad por moléculas de agua. De ahí que el amoníaco se mezcle con el agua muy fácilmente. Una molécula de dióxido de carbono (CO_2) se rompe cuando se encuentra cerca de una molécula de agua, y forma una molécula distinta, de ácido carbónico ($OC[OH]_2$). La molécula de ácido carbónico interacciona también con más moléculas de agua, y se mezcla libremente con ellas. El dióxido de carbono es mucho más soluble en el agua que los otros gases del aire porque es el único que interacciona fuertemente con el agua. El gas denominado cloruro de hidrógeno es soluble en extremo en el agua porque las dos sustancias interaccionan con muchísima fuerza. En una molécula de gas HCl, la nube electrónica está desequilibrada y ubicada alrededor del núcleo de cloro. Por ello, el extremo de la molécula que contiene el hidrógeno tiene una pequeña carga positiva, de modo que atrae al átomo de oxígeno de una molécula de agua. La molécula de cloruro de hidrógeno se rompe entonces dando, por un lado, un ion positivo H_3O^+ y, por otro, uno negativo Cl^-, y cada uno de estos iones interacciona con más moléculas de agua. Una mezcla "saturada" de agua y cloruro de hidrógeno (esto es, una mezcla en la que ya no es posible disolver más cloruro de hidrógeno) contiene aproximadamente un ion cloruro por cada cuatro moléculas de agua. Esta disolución es extraordinariamente ácida y se la conoce como ácido clorhídrico, o "ácido muriático".

DISOLUCIÓN DE SÓLIDOS

Si queremos que las partículas de un sólido se mezclen con las de un líquido, las fuerzas que mantienen unida la estructura sólida deben ser superadas por la conjunción de la tendencia al mezclado y por la interacción entre las partículas de sólido y las de líquido.

Los líquidos que no interaccionan fuertemente con otras sustancias, como la gasolina o el tetracloruro de carbono, con frecuencia disuelven aquellos sólidos que están formados por moléculas separadas. Como las moléculas de tales sólidos se hallan unidas muy débilmente entre sí, la tendencia a mezclarse basta para dispersarlas. Los sólidos blandos, como, por ejemplo, la cera y el yodo, que funden o subliman a bajas temperaturas, son, en consecuencia, solubles en gasolina y en tetracloruro de carbono.

Los cristales de azúcar contienen también moléculas separadas. Las fuerzas de atracción entre moléculas de azúcar sólido son mucho más imperiosas que las que unen los cristales de yodo o de cera, porque cada molécula de azúcar contiene diversos grupos $\bullet OH^{-}$, que tienen, cada uno, una nube electrónica distorsionada. Pero la fuerza de atracción entre moléculas de azúcar se halla parcialmente compensada por las fuerzas entre moléculas de azúcar y el agua. La tendencia a la mezcla hace el resto; de ahí que el azúcar se disuelva en agua.

Los sólidos formados por grandes estructuras iónicas están unidos entre sí con mucha más fuerza que los que contienen moléculas independientes. La mayor parte de cristales salinos se disuelven en agua porque sus iones interaccionan con las moléculas de ésta al menos con tanta fuerza como interaccionan entre sí. De nuevo, entonces, la tendencia a la mezcla hace el resto. Los metales son normalmente solubles en otros metales fundidos; algunos se disuelven en amoníaco líquido, que interacciona tanto con los iones del metal como con los electrones móviles, pero los metales se encuentran unidos con excesiva firmeza como para que se disuelvan en los disolventes más convencionales. Los conjuntos tridimen-

sionales en los que los átomos están unidos mediante nubes electrónicas que se superponen, presentan unas fuerzas de enlace tan fuertes que son extremadamente resistentes a cualquier sustancia disolvente. Por ejemplo, el diamante y el cuarzo son, entre todas las conocidas, algunas de las sustancias menos solubles.

Los cambios de energía que se dan cuando se disuelve una sustancia en otra serán objeto de consideración más detallada en los capítulos 16 y 17. Lo que resta de este capítulo trata de la variedad que se consigue al mezclar distintas sustancias.

MEZCLAS DE MOLÉCULAS DE TAMAÑOS SIMILARES

Este grupo incluye todas las mezclas de gases y las de líquidos en los que las partículas son moléculas y no iones. Al especificar que las moléculas deben ser de tamaño similar, excluimos mezclas que contengan regiones enteras de distintos tipos de materia. Por ejemplo, el aire que contiene humo o niebla se ha de excluir porque las partículas de humo, o las gotitas de agua, son mucho mayores que las moléculas de los gases del aire. Mediante un filtro adecuado es factible eliminar las partículas y las motitas del aire. Por la misma razón antes citada excluiremos de este grupo al licor de huevo, porque algunas de las moléculas de éste son miles de veces mayores que las del agua o del alcohol. Asimismo, es posible filtrarlas sirviéndose de una “piel” de salchicha. El agua y el alcohol pasan a través de dicha “piel”, pero no así las moléculas del huevo, que son tan grandes que quedan retenidas.

Las mezclas de este grupo presentan una gran variedad de comportamientos debido a los muchos tipos de interacción que se dan entre los distintos tipos de partículas. Hay muy poca interacción en los gases, especialmente si están a baja presión. Una mezcla de oxígeno y de nitrógeno se comporta casi exactamente como indican las predicciones, conociendo el comportamiento de los compuestos en estado puro y la cantidad presente de cada uno de ellos. Si conocemos la

presión, podremos calcular la densidad, la cantidad de calor necesaria para producir un incremento determinado de temperatura, y la facilidad con que la mezcla conduce el calor. Nuestros cálculos coincidirán casi exactamente con las cantidades que determinaríamos de un modo experimental. Asimismo, es factible predecir con mucha exactitud cómo se comporta una mezcla de dos parafinas líquidas, especialmente si ambas poseen moléculas de cadena larga. Hay, por supuesto, mucha más interacción entre las moléculas de un líquido que entre las de un gas. No obstante, en este caso, las dos moléculas son tan parecidas que la interacción entre ellas será, probablemente, similar a las que se producen entre las de cada uno de los líquidos puros. Las parafinas líquidas, al igual que los gases, se mezclan en cualquier proporción. Si sabemos cómo se comporta cada uno de los líquidos puros y qué cantidad de cada uno de ellos hemos mezclado, estableceremos con exactitud la densidad de la mezcla, sus puntos de ebullición y congelación, la resistencia que presentará al fluir y el ángulo con que una luz de un color determinado se desviará cuando pase del aire al líquido.

Si se hace atravesar radiación de distintas energías, por ejemplo calor o radiación ultravioleta, a través de los líquidos puros, una parte de tal radiación es absorbida cuando las moléculas vibran o giran, o si se mueve un electrón desde una nube electrónica cercana al núcleo a otra más lejana. El espectro de energía absorbida es tan característico de la sustancia que se interpreta como si fuera una huella dactilar. Cuando se mezclan dos sustancias, la interacción entre ellas origina que cambien algunas partes del espectro; pero si las sustancias no interaccionan entre sí, el espectro de absorción de la mezcla se interpreta a partir de su composición y de los espectros de los componentes separados.

La mayor parte de las mezclas que contienen agua se comportan de una forma muy distinta. Si se ha de mezclar una sustancia con agua, sus moléculas deben interaccionar con las del agua más poderosamente que las fuerzas de atracción entre las propias moléculas de agua. De ahí que sea mucho más difícil predecir adecuadamente cómo se compor-

tarán las mezclas acuosas. Cuando se mezcla alcohol con agua, el volumen final es menor que el de la suma de los dos volúmenes iniciales: la interacción entre los dos tipos de moléculas ha originado que se aprieten con mayor fuerza en la mezcla que en cada líquido por separado. Aún más difícil es predecir cómo actúa una disolución de azúcar en agua. Por ejemplo, no es posible calcular la resistencia que tendrá al fluir por la sola consideración de cómo se comporta cada sustancia por separado. El azúcar es un sólido, por lo que no fluye lo más mínimo. Lo mismo ocurre con la sal. Ahora bien, una disolución de azúcar en agua es mucho más "espesa", y es más difícil que fluya que una salmuera concentrada. Cuando una sustancia como el azúcar, o incluso el alcohol, se mezcla con agua, aunque sea en muy pequeñas cantidades, el comportamiento de la mezcla resultante se constata por experimentación, puesto que no es factible predecirlo a partir del conocimiento de cómo se comportan sus componentes. Y, como veremos en los apartados siguientes, es todavía más difícil efectuar pronósticos acerca de las soluciones que poseen iones que sobre las que contienen moléculas.

SOLUCIONES ACIDAS

Hemos visto que el gas cloruro de hidrógeno es extremadamente soluble en agua, interacciona con tanta fuerza con ella que las moléculas de cloruro de hidrógeno se rompen, dando iones hidrógeno e iones cloruro. Como el átomo de hidrógeno tiene sólo un electrón, un ion hidrógeno cargado positivamente no tiene ningún electrón. Es sólo un núcleo de hidrógeno desnudo. El ion H^+ es, por ello, pequeño en extremo y su carga positiva está concentrada en un espacio muy reducido. No es sorprendente así que una partícula con tan elevada concentración de carga positiva interaccione intensamente con la nube electrónica que rodea el átomo de oxígeno del agua. Se considera que el ion H^+ se encuentra unido de un modo especialmente intenso a una molécula de agua; el ion H_3O^+ que se ha formado se ve, a su vez, rodeado por

otras cuatro moléculas de agua unidas algo menos firmemente que la primera. Alrededor de esta estructura otras moléculas de agua van y vienen, e interaccionan con ella con más fuerza que entre sí. No estamos seguros de cuántas moléculas de agua están unidas a un ion hidrógeno en un momento dado, por lo que continuaremos escribiendo H^+, y diremos que se trata de un ion hidrógeno, si bien debemos recordar que siempre estará “hidratado”, es decir, unido al menos a una molécula de agua. De hecho, existen algunos iones hidrógeno en el agua, por más pura que ésta sea. Por cada 550 millones de moléculas de agua hay una que por su propia iniciativa se rompe en iones (véase la figura 85). Se divide de tal forma que todos los electrones de la molécula de agua quedan asociados a una pareja oxígeno-hidrógeno, y un núcleo de hidrógeno permanece absolutamente solo y, como es evidente, en seguida se hidrata. De ahí que en el agua habrá siempre unos cuantos iones H^+ y otros OH^- (“hidroxilo”). Si no se han añadido otras moléculas al agua, el número de iones hidrógeno será igual al de iones hidroxilo, porque se producen en las mismas cantidades (y porque el número total de cargas positivas debe ser igual al número total de cargas negativas, para que el líquido, en su conjunto, no presente exceso ni defecto de electrones).

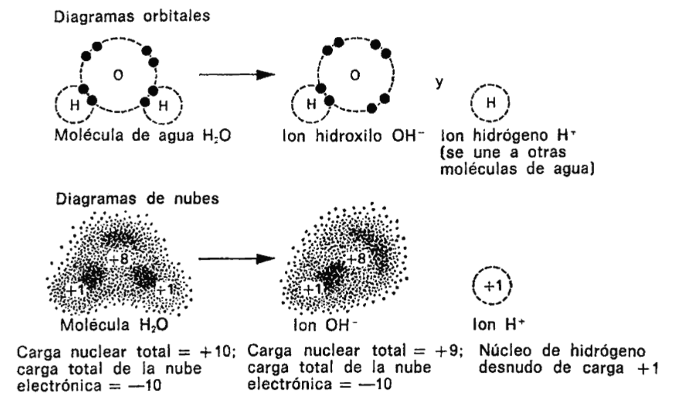


Fig. 85. La ionización del agua.

Si hacemos que el gas cloruro de hidrógeno borbotee a través del agua, en ella habrá, evidentemente, más iones hidrógeno que iones hidroxilo (la carga positiva que tienen los iones hidrógeno está compensada por la carga negativa de los iones cloruro) Cualquier sustancia que al disolverse en agua produce mayor cantidad de iones hidrógeno que los que tenían el agua pura, se denomina ácido. Muchas sustancias actúan como ácidos. El cloruro de hidrógeno, como hemos visto, es un gas a temperatura ambiente; el ácido sulfúrico y el ácido acético, principal constituyente del vinagre, son líquidos; el ácido cítrico (que se emplea en la elaboración de la limonada), y el ácido ascórbico, es decir, la vitamina C, son sólidos. También los iones, lo mismo que las moléculas no cargadas eléctricamente, pueden actuar como sustancias de propiedades acidas. Por ejemplo, el ion amonio (NH_4^-), se divide y da amoníaco (NH_3) y un ion hidrógeno; y el ion bicarbonato HCO_3^-, cargado negativamente, se transforma en ion hidrógeno e ion carbonato CO_3^{2-}.

Todos estos ácidos difieren sensiblemente en su capacidad de dar iones hidrógeno. En una disolución diluida de ácido clorhídrico, el número de moléculas de cloruro de hidrógeno enteras es absolutamente despreciable: casi todas las moléculas de HCl se han dividido dando iones. Solamente si tuviéramos el ácido concentradísimo, quedarían algunas moléculas de cloruro de hidrógeno enteras. (Los iones están entonces rodeados por tantos iones distintos que no sorprende que existan pares de iones con cargas opuestas durante un cierto tiempo, el suficiente como para que lo podamos detectar.) La mayor parte de ácidos no se escinden de una forma total como el cloruro de hidrógeno. En el vinagre, sólo una molécula de ácido acético de cada mil se divide dando un ion hidrógeno aún con más dificultad.

El comportamiento de una disolución ácida depende de la concentración de iones hidrógeno. Las disoluciones muy ácidas, como el ácido clorhídrico concentrado, son muy corrosivas; disuelven la mayor parte de metales y corroen los vestidos. Las disoluciones ácidas que tienen menor concentración de iones hidrógeno, lo único que logran es presentar

un gusto ácido. Muchos colorantes vegetales son sensibles a la concentración de iones hidrógeno, y se utilizan para indicar el grado de acidez de una disolución. El tornasol, por ejemplo, es rojo si la concentración de ion hidrógeno es mayor que el agua pura, y azul si es menor. El extracto de col lombarda es también de color rojo brillante en disoluciones ácidas, y cambia a púrpura y azul si disminuye la concentración de iones hidrógeno.

Conseguiremos que una solución sea menos ácida si añadimos alguna sustancia que se combine con los iones hidrógeno En principio, aceptará los iones hidrógeno aquel resto de molécula o ion que haya quedado después de separar de un ácido el ion hidrógeno. Evidentemente, si el ácido se ha disociado por completo, el resto que quede será un pésimo receptor de iones hidrógeno. Si deseamos disminuir la concentración de iones hidrógeno de una disolución, no constituirá un buen procedimiento añadir iones cloruro, porque los iones H^+ en absoluto se aparean con los Cl^-. En cambio, los iones hidrógeno se combinarán con los iones acetato, dando ácido acético; con el amoníaco, dando iones amonio; y con los iones hidroxilo, dando agua. El agua, en sí misma, está muy poco dividida, por lo que los iones hidroxilo son especialmente efectivos si pretendemos que se reduzca la concentración de ion hidrógeno. Las sustancias que se disuelven en agua y originan una elevada concentración de iones hidroxilo se denominan álcalis. Un cotidiano ejemplo lo encontramos en el hidróxido sódico o “sosa cáustica” (NaOH), uno de los principales ingredientes de productos utilizados como, por ejemplo, limpiahornos.

Las personas que tienen acidez de estómago toman, normalmente, bicarbonato sódico, que contiene iones HCO_3^-. Hemos visto que dichos iones actúan como ácidos al dividirse y dan iones H^+ y CO_3^{2-}. Ahora bien, si añadimos bicarbonato a una disolución ya ácida, el ion bicarbonato acepta un ion hidrógeno adicional y forma ácido carbónico (H_2CO_3). Una buena cantidad de este gas se divide y da agua y dióxido de carbono, que como gas abandona la solución. La acidez de

estómago se reduce así sin que se produzca ninguna sustancia perjudicial.

DISOLUCIONES QUE CONTIENEN IONES METÁLICOS

La sal común está formada por una estructura ilimitada de iones positivos de sodio e iones negativos de cloruro. Cuando se disuelven en agua, ambos tipos de iones se hidratan. Los iones sodio, al hallarse cargados positivamente y ser de pequeño tamaño, ejercen una considerable atracción sobre los átomos de oxígeno del agua. Cada ion sodio se encuentra, probablemente, rodeado por cuatro moléculas de agua, y éstas, a su vez, interaccionan más débilmente con otras moléculas de agua. Así, el ion sodio, al igual que el ion hidratado H^+, se rodea por capas de moléculas de agua, que cada vez permanecen unidas con menos fuerza a medida que aumenta la distancia a la carga positiva central. El ion cloruro interacciona asimismo con el agua, pero con una fuerza menor que el ion sodio.

Hemos visto que muchos sólidos consisten en ordenaciones tridimensionales de iones metálicos e iones cargados negativamente, tales como los iones cloruro, nitrato o sulfato. No todas estas sustancias son solubles en agua. Las que lo hacen dan disoluciones en las que las moléculas de agua se mezclan íntimamente con los iones metálicos hidratados y con los iones negativos hidratados. Los iones hidratados son mucho mayores que los no hidratados. De ahí que la hidratación reduzca notablemente la tendencia a unirse que presentan dos iones de cargas opuestas. En una disolución muy diluida de sal común hay muy pocas moléculas de NaCl, neutras; cuando se disuelve el cristal, casi todos sus iones, debido a la acción de las moléculas de agua, se separan. Sin embargo, si se disuelve más sal en el agua habrá más iones presentes y, por lo tanto, también una mayor probabilidad de que se aproximen entre sí y permanezcan juntos dos iones cargados con cargas opuestas.

El sulfato de cobre se disuelve en agua y da una disolución de un hermoso color azul pálido, que se emplea como fungicida. Este color se debe a los iones cobre hidratados (Cu^{2-}), en los cuales seis moléculas de agua rodean al ion metálico. Los iones cobre y los iones sulfato (SO_4^{2-}) tienen una carga doble, por lo que la atracción entre ambos es mucho más intensa que entre los iones cloruro y los iones sodio de una disolución salina de concentración análoga, y, por otra parte, la proporción entre moléculas e iones separados es mucho más alta en la disolución de sulfato de cobre. Estas moléculas están formadas sobre todo por el ion sulfato que ha desplazado suficientes moléculas de agua que rodeaban al ion cobre. Así, se coloca lo más cerca posible de la carga positiva. Sin embargo, unas cuantas "moléculas" son simplemente asociaciones de parejas de iones con carga positiva con sus moléculas de agua unidas sin modificación.

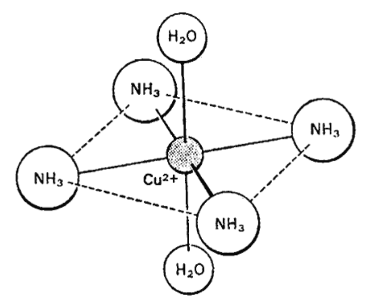


Fig. 86. El ion cobre (II), Cu^{2+} unido a 4 moléculas de amoniaco y 2 de agua.

Las moléculas de agua que se encuentran alrededor de un ion cobre hidratado son reemplazadas no sólo por iones sulfato, sino también por una amplia variedad de iones cargados negativamente, o incluso por moléculas neutras. Por ejemplo, si se añade a una disolución de sulfato de cobre algo de disolución de amoníaco, cambia el color a un azul mucho más intenso porque parte de las moléculas de agua que rodeaban al ion cobre han sido reemplazadas por moléculas de amoníaco (véase figura 86). El ion cobre puede estar rodeado

hasta por cuatro moléculas de amoníaco, todas ellas en el mismo plano. El número concreto de tales moléculas depende de la concentración de amoníaco sin combinar en la disolución. Existe, en este caso, un amplio abanico de posibilidades de variación, porque no todos los iones de cobre tienen por qué tener el mismo número de moléculas de amoníaco unidas a ellos. Por ejemplo, si se añaden al agua cantidades aproximadamente iguales de sulfato de cobre y de amoníaco, la disolución contiene:

—Moléculas de agua
—Moléculas de amoníaco
—Moléculas de sulfato de cobre } hidratados
—Iones sulfato
—Iones de cobre, rodeados por 6 moléculas de agua
—Iones rodeados por 5 moléculas de agua y 1 de amoníaco
—Iones rodeados por 4 moléculas de agua y 2 de amoníaco
—Combinaciones lábiles, es decir, deslizantes, de iones sulfato con algunos de los iones cobre indicados antes
—Pequeñas cantidades de iones hidrógeno hidratados, iones hidroxilo hidratados e iones amonio hidratados.

Si se añade ácido clorhídrico concentrado a una disolución de sulfato de cobre, pueden reemplazarse hasta cuatro de las moléculas de agua, que rodea el ion cobre, por iones cloruro, con lo que la disolución adquiere un color verde. Como el ion cloruro tiene carga opuesta al ion cobre hidratado, la carga final del grupo que contiene cobre será positiva (en Cu^{2-} y $CuCl^{+}$), cero (en las moléculas de $CuCl_2$), o negativa (en $CuCl_3^{-}$ y $CuCl_4^{2-}$). El número de iones cloruro que se unen al ion cobre depende de la concentración de los iones cloruro libres en la disolución.

La mayor parte de iones metálicos intercambian el agua que les rodea con otras partículas, si bien la mayor parte de iones lo hacen con menos facilidad que el cobre. Cualquier molécula o ion que sea capaz de unirse a un ion hidrógeno con carga positiva fácilmente es atraída por un ion metálico cargado también positivamente. De entre todas las partículas que se unen al ion hidrógeno, la más común es el ion hidroxi-

lo (OH^-), que siempre se halla en el agua, aunque en concentraciones muy bajas. Los iones cobre no atraen muy intensamente a los iones hidroxilo, pero quizá deben añadirse algunas pequeñas cantidades de iones cobre, en los que una molécula de agua ha sido reemplazada por un ion hidroxilo a la larga lista de partículas que se encontraban presentes en la disolución anteriormente indicada. Los iones de algunos otros metales atraen a los iones hidroxilo con mucha más fuerza, sobre todo si poseen una carga muy elevada. Las sustancias que contienen hierro en la forma de ion triplemente cargado Fe^{3-} se unen con mucha facilidad con los iones hidroxilo cuando están en una disolución acuosa.

La gama de partículas que reemplazan a las moléculas de agua en un ion metálico es amplísima, especialmente cuando consideramos que muchos iones y moléculas orgánicos también se unen a los iones con carga positiva. Como ejemplo, muy sencillo, tenemos el del ion acetato (CH_3COO^-). Supongamos que uno de los átomos de hidrógeno del ion acetato ha sido reemplazado por el grupo $\bullet NH_2$ para formar el ion aminoacetato ($H_2NCH_2COO^-$). El átomo de oxígeno, cargado negativamente, no se ve afectado por la carga, y sigue unido al ion metálico. Pero como el ion aminoacetato se parece bastante al amoníaco (con uno de sus átomos de hidrógeno reemplazados por un grupo •CH2COO$^-$), es factible suponer que se unirán al ion metálico mediante el átomo de nitrógeno. No es preciso que especulemos sobre cuál de los extremos del ion aminoacetato se une a los iones metálicos, si con el oxígeno o con el nitrógeno. Como un monstruo de dos cabezas, ataca con ambos extremos y se une al ion metálico muy firmemente, desplazando en el proceso al menos dos moléculas de agua (véase figura 87). El ion aminoacetato (o “glicinato”) es el miembro más simple de la clase de compuestos denominados aminoácidos, que contienen simultáneamente grupos $\bullet NH_2$ y •COOH. Los aminoácidos revisten una extrema importancia biológica, ya que constituyen las unidades básicas que integran las proteínas, y la forma en que estas interaccionan con trazas de distintos iones metáli-

cos determina las velocidades con las que se desarrollan determinados procesos en los seres vivos.

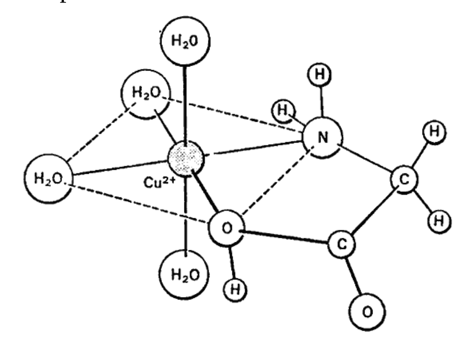


Fig. 87. El ion cobre (II), Cu^{2+}, unido a 4 moléculas de agua y a un ion glicinato, $H_2NCH_2COO^-$.

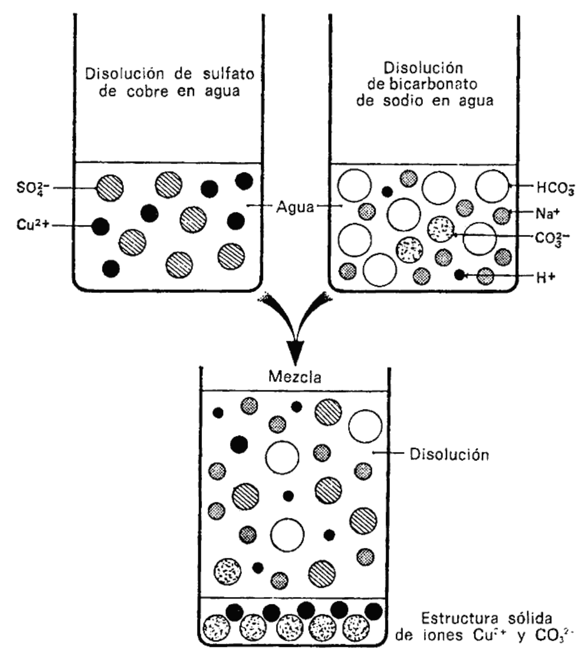


Fig. 88. Formación de carbonato de cobre, solido, obtenido mezclando dos disoluciones.

Cuando se añaden algunas sustancias a una disolución que contiene iones metálicos hidratados, tales sustancias originan que el líquido se vuelva lechoso, lo que significa que se han formado pequeñas partículas de sólido, en lugar de los iones o moléculas que se encontraban antes mezcladas libremente con el agua. Por ejemplo, si se añade bicarbonato sódico a una disolución de sulfato de cobre, la muestra se toma de color verde y adquiere un aspecto lechoso. Esta opacidad se debe a un gran número de partículas de carbonato de cobre sólido, producidas por la combinación de iones cobre e iones carbonato (véase figura 88). Si se deja reposar la mezcla, el sólido sedimenta en el fondo. Los factores que determinan si un ion metálico, con un entorno determinado de iones rodeándolo, permanece en disolución, mezclado con moléculas de agua, o en una estructura regular en forma sólida, se estudiará más detalladamente en el capítulo 17.

SUSPENSIONES DE GRUMOS Y GOTAS

Algunas veces se mezclan pequeñas partículas con grandes conjuntos de moléculas o de átomos. El humo es una mezcla de aire y de hollín. Las partículas de hollín son, sobre todo, átomos de carbono con una disposición parecida a las estructuras del grafito y son mucho mayores que las moléculas de nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono y agua que constituyen el aire. Los fragmentos de grafito son lo suficientemente grandes como para dispersar la luz, por lo que son visibles, pero no tienen el volumen necesario como para sedimentar por la acción de la gravedad terrestre. La niebla y el "vapor visible" [14] consisten en aire que contiene gotitas de agua. Estas gotitas, como las partículas sólidas del humo, son

[14] Cuando el agua se hace hervir en un recipiente con una estrecha salida al exterior, siempre queda un pequeño espacio entre el extremo de la salida y el punto donde se hace visible el vapor. En esta zona, las partículas de agua que abandonan el recipiente se encuentran a tal temperatura que se mueven con toda libertad, como cualquier vapor Un poco más lejos del recipiente, el vapor se enfría algo, y parte del mismo se condensa, formándose gotitas que hacen visibles al vapor.

lo suficientemente grandes como para hacer que el aire se haga opaco, pero no tan grandes como para que caigan a la superficie de la Tierra en forma de lluvia.

En la leche hay gotitas de grasa suspendidas en disoluciones acuosas, y, en su caso, el vinagre que lleva la mayonesa se dispersa en aceite. También pueden ser suspendidas en un líquido las partículas, siempre que sean lo suficientemente pequeñas. El agua en la que hemos lavado brochas sucias de pintura el agua es opaca porque las partículas de pigmento suspendidas en el agua dispersan la luz. Asimismo es factible dispersar en el interior de un sólido partículas de un material coloreado, como ocurre en los vidrios venecianos, de ricos colores, que contienen partículas extremadamente trituradas de metales. (Recordemos, no obstante, como ya vimos antes, que el vidrio consiste en una distribución irregular de grupos silicato, que se parece más a un líquido que a un sólido desde el punto de vista de su estructura)

DISOLUCIONES JABONOSAS

En este apartado comentaremos distintas sustancias, tales como los detergentes y jabones, disoluciones espumantes y preparaciones comerciales que permiten lavar con agua nuestras manos grasientas o los pinceles sucios de pintura al óleo.

Las disoluciones de estas sustancias en agua son distintas de ésta debido a que forman espumas, con mucha mayor facilidad, cuando las agitamos y las mezclamos con aire, y disuelven las sustancias grasientas que antes simplemente flotarían en la superficie del agua pura.

Estas sustancias contienen moléculas con un esqueleto de unos 12 átomos de carbono, de la misma forma que las parafinas de cadena lineal. En un extremo de la cadena hay un grupo de átomos que pierden un ion positivo, como, por ejemplo, un grupo •COONa o un grupo •SO_3Na (véase figura 89). Cuando esta sustancia se disuelve en agua, los iones sodio positivos (Na^+) se hidratan y dispersan por el agua. La parte restante de la molécula tiene una carga negativa en el

extremo del oxígeno, con lo que este grupo se hidrata y atrae otras moléculas de agua. La larga cadena de grupos :CH_2 ofrece, sin embargo, muy poca atracción por parte del agua, y su presencia sólo perturba la atracción que tienen entre sí las moléculas de agua de su alrededor. Lo que hace que el ion sea detergente y se vea, simultáneamente, atraído por el agua en su extremo cargado, y repelido por el agua en su extremo no cargado.

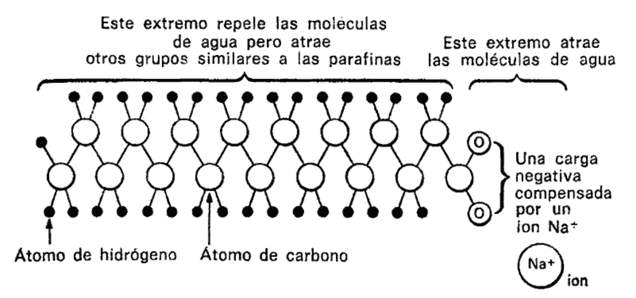


Fig. 89. Estructura de un típico jabón En el sólido, la carga negativa está compensada por un ion adyacente Na^+. En disolución, tanto los iones sodio como los átomos de oxigeno del ion del jabón se unen al agua.

Si se sitúa en la superficie del agua, este ion satisface así a la vez ambas tendencias opuestas: el extremo car gado está en contacto con el agua, y la cadena parafínica con el aire, donde se halla mejor ubicada que en el agua (véase figura 90). Cuanto mayor sea la superficie de la disolución, tanto más cantidad de iones de detergente se coloca en esta posición superficial. La superficie de una única burbuja es mayor que la de la misma cantidad de líquido colocada en un recipiente. Así, una espuma, que no es más que un conjunto de muchas burbujas, tiene un área superficial mucho mayor. Por lo tanto, cuando agitamos una disolución de detergente en el aire, se forma fácilmente una espuma, en la cual la mayor parte de las cadenas de carbono sobresalen del agua.

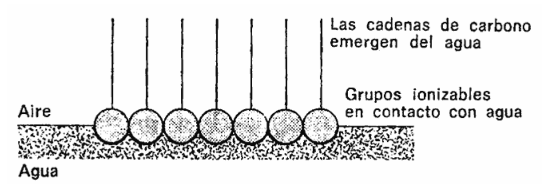


Fig. 90. Película superficial de detergente en el agua.

Con el tiempo, la espuma va desapareciendo, pero con mucha más lentitud que las burbujas de aire en el agua pura. Si hay más iones de detergente que los que caben en la superficie, unos pocos de los sobrantes se mezclan libremente con las moléculas de agua en el seno del líquido. Ahora bien, si la concentración de detergente se incrementa, los iones se unen en forma de grupos esféricos de aproximadamente cien en cien. Los extremos cargados de cada ion se colocan en la superficie de la esfera, y las puntas de las cadenas de carbono en el interior (véase figura 91-a).

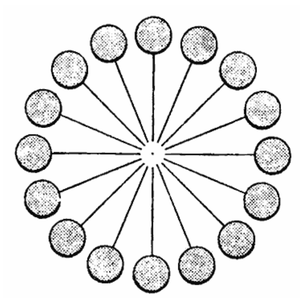


Fig. 91(a). Agregado ("micela") de moléculas de detergente en una disolución acuosa diluida.

El exterior de la esfera se ve intensamente atraído por el agua que la rodea, y protege a la disolución de la influencia perturbadora de las cadenas de carbono. Tales cadenas se atraen entre sí, y atraerán asimismo a otras sustancias parafínicas que haya en la disolución. Cualquier impureza de tipo aceitoso puede ser atrapada por las cadenas de carbono en el interior de la esfera. De esta forma, las disoluciones jabonosas disuelven las grasas (véase figura 91-b). En disoluciones

muy concentradas de detergentes, los iones se sitúan en una forma parecida a la estructura de los bocadillos, en los que el "relleno" es una capa de cadenas de carbono enfrentadas por sus extremos, y el "pan" una capa de grupos cargados hidratados en el extremo de cada ion (véase figura 92).

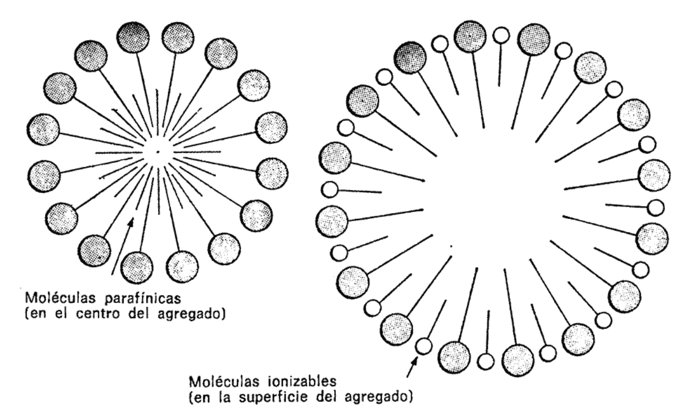


Fig. 91(b). Los agregados pueden incorporar otros tipos de moléculas

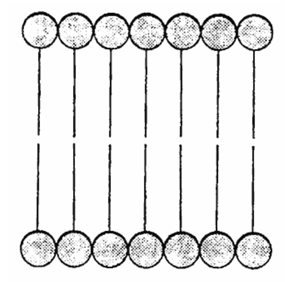


Fig. 92. Capas de moléculas de detergente en disoluciones acuosas concentradas.

GRANDES MOLECULAS

Las "gotitas y grumos" que hemos visto consistían en regiones muy pequeñas de una sustancia dispersa en el interior de otra. Dichas regiones contienen muchos miles de peque-

ñas moléculas, así como las del agua o del aceite, o, también, cabe que contengan fragmentos de estructuras tridimensionales de sustancias como el carbono o el oro. En las disoluciones jabonosas, las regiones de jabón consisten en moléculas bastante pequeñas, dispuestas en una forma que les es favorable. En este apartado consideraremos brevemente soluciones en las que cada región de material disperso es una única molécula extraordinariamente grande. Citemos, entre este tipo de disoluciones, el pegamento, la clara de huevo, el almidón, la disolución de caucho y las de plásticos sintéticos en líquidos orgánicos como el benceno. Las moléculas de las referidas sustancias poseen masas mayores que 10.000 veces la del átomo de hidrógeno. Digamos que la masa de un virus, que asimismo podría considerarse como una única gran molécula, es al menos 40.000.000 de veces mayor que la del átomo de hidrógeno. En muchos aspectos, las disoluciones que contienen moléculas muy grandes se comportan de forma parecida a las disoluciones de grumos o gotitas, más que a las disoluciones que contienen pequeñas moléculas o iones. Igual que las partículas de las pinturas al agua, las grandes moléculas dispersan la luz, pero si interaccionan con ésta de la misma forma que un medio continuo, la disolución puede, a simple vista, no tener aspecto lechoso. No obstante, ha dispersado algo de luz, que se mide con precisión mediante instrumentos sensibles y una cuidadosa técnica experimental.

Evidentemente, la gravedad terrestre atrae a todas las moléculas y cuanto más pesadas sean éstas, mayor tendencia presentarán a sedimentar. Sin embargo, incluso en las grandes moléculas, la atracción de la Tierra logra compensarse por el intenso golpeteo de las moléculas pequeñas presentes en la disolución. Ahora bien, se consiguen fuerzas gravitatorias mucho mayores si se centrifuga la disolución a muy alta velocidad. De la misma forma que las piedras en una honda, o el agua en un cubo, las partículas más pesadas se ven sometidas a una fuerza si giran en círculos: cuanto más rápidamente giren, más importante es la fuerza de gravedad, en

comparación con el movimiento al azar de las moléculas[15]. Cabe obtener considerable información acerca del tamaño de las grandes moléculas si medimos la dispersión de la luz y el movimiento de sus partículas cuando se centrifugan a elevada velocidad.

Otro método para estudiar el tamaño de las moléculas muy grandes se basa en el hecho de que las frutas desecadas se hinchan cuando se sumergen en agua, pero, por el contrario, se encogen al sumergirlas en salmuera concentrada. Si se sumerge una aceituna en un líquido, se encuentran presentes dos disoluciones acuosas separadas por la piel (una disolución en el interior de la aceituna y otra disolución en el exterior). Del mismo modo que la piel de una salchicha, la piel de una aceituna tiene poros que son muy grandes si los comparamos con las moléculas de agua, que pueden atravesarlos, pero, en cambio, otras moléculas mayores no consiguen hacerlo. De hecho, las moléculas de agua atraviesan la piel hasta que la concentración del agua en la solución interior sea la misma que en la exterior. De ahí que si se coloca una aceituna en agua pura, absorba agua, que la disolución interior se diluya y la aceituna se hinche. En cambio, si la disolución exterior contiene una menor proporción de agua que la propia aceituna en su interior, algo del agua interna sale de la aceituna, arrugándose ésta. De la misma forma, una disolución de clara de huevo tiende a absorber agua pura cuando está separada de ésta por una membrana porosa, y la fuerza con que absorbe el agua depende especialmente del número de moléculas de clara de huevo que se hallen en una determinada cantidad de agua. Si conocemos la cantidad de clara de huevo que da este número determinado de moléculas, podemos averiguar la masa media de una molécula de clara de huevo.

Para muchas disoluciones de grandes moléculas, la masa media de una de ellas, obtenida por este procedimiento, no coincide exactamente con los valores calculados a partir de

[15] Haciendo girar la solución a 1.000 revoluciones por segundo se consigue una fuerza gravitatoria que es del orden de 400 000 veces la de la gravedad terrestre.

medidas de dispersión de luz, o de sedimentación por centrifugación. Se comprende que así sea porque la tendencia a absorber agua depende sólo del número de moléculas mezcladas con el agua, de modo que una pequeña molécula contribuye lo mismo que otra mucho mayor. En cambio, las moléculas mayores dispersan más luz y sedimentan más rápidamente que las pequeñas, de modo que, cuanto mayor sea una partícula, también lo será su efecto en estas dos medidas. Si la disolución contiene moléculas de tamaño variable, los dos métodos citados ofrecen resultados que se "desplazan a favor de las moléculas más pesadas La diferencia entre estos dos tipos de masas moleculares promedio indica la dispersión de tamaños moleculares de la disolución. En la mayor parte de las disoluciones de estos tipos se encuentran presentes molé culas de una amplia gama de tamaños.

La mayor parte de disoluciones que contienen grandes moléculas son viscosas y fluyen muy lentamente. Su velocidad depende del tamaño de las partículas disueltas, así como de su forma. Si el tamaño de tales partículas se conoce bien a partir de las mediciones antes descritas, la velocidad con que fluya la disolución nos informará si las partículas son, aproximadamente, esféricas o largas y se hallan enmarañadas. La velocidad a la que fluye una disolución se mide fácilmente, ya que sólo requiere aparatos económicos y de escasa habilidad manual. De ahí que sea un método muy apropiado para comparar el tamaño de las moléculas de un conjunto de disoluciones que contengan la misma sustancia. Por ejemplo, la longitud de las moléculas de caucho dispersas en benceno varía en una amplia gama de tamaños, pero la forma de las moléculas es aproximadamente la misma en todas las muestras.

La mayor parte de las grandes moléculas que hemos comentado están formadas por largas cadenas de átomos, que pueden estar unidas entre sí mediante enlaces ocasionales o mediante una compacta red de uniones cruzadas. No obstante, aunque las cadenas no estén unidas entre sí, cabe que varíen en su forma (véase figura 93).

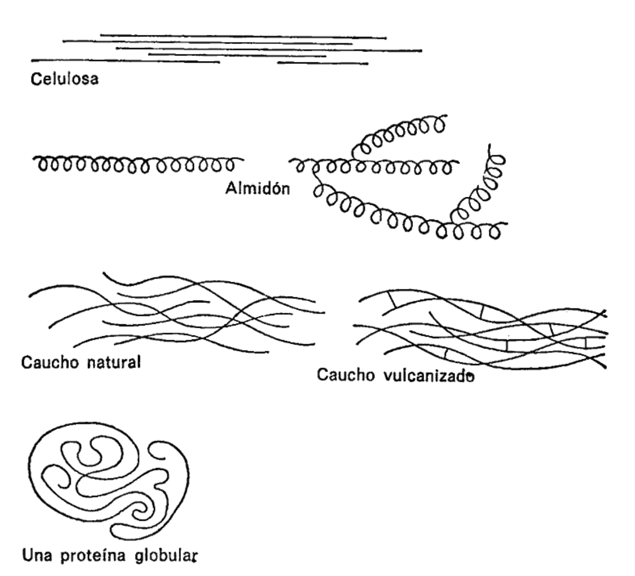


Fig. 93. Formas aproximadas de algunas moléculas muy grandes.

La celulosa es una larga molécula en forma de tira constituida por unidades repetidas de una molécula única de azúcar, la glucosa. El almidón se integra por las mismas unidades de glucosa, pero, en este caso, están unidas entre sí de tal modo que tienen forma de tirabuzón, y, en algunos tipos de almidón, poseen la forma de tirabuzones ramificados. En la disolución de caucho, las largas moléculas se enmarañan al azar, y, en muchas moléculas de proteína, las cadenas se arrollan sobre sí mismas, ofreciendo una configuración parecida a una partícula esférica. La estructura de las cadenas se refleja en el comportamiento del sólido que se obtiene cuando se elimina el disolvente orgánico El caucho natural es elástico porque sus cadenas se encuentran entrelazadas al azar. Cuando se estira el caucho, las cadenas se enderezan y el caucho, en consecuencia, se alarga. Pero si se elimina la atracción, las cadenas vuelven a enmarañarse, porque su disposición al azar se muestra más "mezclada" y, por lo tanto, resulta más posible que la disposición extendida (Si se

deja caer al suelo un trozo de cuerda, es muy improbable que quede en forma de una línea recta, y si se dejan caer varios fragmentos de cuerda, es aún menos probable que formen un conjunto de líneas rectas paralelas.) El caucho se «vulcaniza» si se trata con azufre, que crea enlaces cruzados entre las cadenas. Dichos enlaces impiden el enmarañamiento de éstas, por lo que se reduce la elasticidad del caucho y aumenta su dureza. En los neumáticos de automóvil se emplea un caucho moderadamente vulcanizado, y en las cajas de baterías de coche un caucho muy vulcanizado. También se da una variedad de comportamiento similar en los plásticos sintéticos, como el nylon, el politeno, el teflón, el PVA y el poliestireno. Las cadenas, en algunos plásticos, se sitúan en unas posiciones fijas entre sí gracias a enlaces cruzados. En otros plásticos, sus cadenas se unen menos firmemente mediante fuerzas de atracción entre cadenas y, en algunos casos, se hallan, simplemente, colocadas una al lado de otra. Si se establecen pautas fijas de relación entre cadenas, esto sólo se da en fragmentos aislados del material, o bien se extiende a grandes regiones del producto, y, en este caso, las regiones ordenadas están o no orientadas respecto a otras. Si las cadenas son moderadamente flexibles, el plástico, normalmente, se modela, hasta obtener la forma que se desee, si se calienta a cierta temperatura. La fragilidad con la que un plástico puede colorearse depende de qué grupos estén unidos a las estructuras de las cadenas de carbono, y de qué tipo de moléculas de colorantes atraen. Por otra parte, como en las pequeñas moléculas descritas en la página 190, el ordenamiento espacial de los grupos laterales puede ejercer una importante influencia en el comportamiento de la sustancia.

Pensando en términos de complejidad y de variedad, hemos recorrido un largo camino desde el metano. Podemos ver que el metano contiene el 75% de carbono en peso y el 25% de hidrógeno. A bajas presiones y a altas temperaturas, sus moléculas se comportan como si estuvieran aisladas de cualquier otro tipo de materias, y consisten en cuatro átomos de hidrógeno que rodean a un átomo central de carbono, según un ángulo que es el mismo que el de un tetraedro regu-

lar La distancia entre el núcleo de carbono y cada uno de los núcleos de hidrógeno se ha determinado y es de 0,000 000 01093 cm El metano se prepara en tan alto grado de pureza que, a una presión determinada, pasa a líquido y, después, a sólido, a unas temperaturas muy determinadas, de las que no se desvía más que en una mínima fracción de grado.

Una disolución de caucho, en cambio, contiene partículas en las que el porcentaje de carbono y de hidrógeno es constante porque cada partícula está constituida de la misma unidad repetida muchas veces. El entorno inmediato de cualquier átomo de una unidad es el mismo que el de un átomo análogo de otra, porque dichas unidades se hallan constituidas de la misma forma. Pero las cadenas pueden ser muy distintas en su longitud, en el grado de dobleces que tiene cada una y en la forma en que se arrolla con otras cadenas. El comportamiento de una disolución de caucho depende de la longitud media de sus cadenas y de la distribución estadística de tales longitudes. Una disolución que contiene cierto porcentaje de caucho en benceno es "pura" en el sentido de que no contiene más que caucho y benceno. Pero, sin embargo, se comporta de forma muy distinta de otra disolución "pura" que contenga la misma proporción de caucho.

PARTE IV

MATERIA Y ENERGÍA

Si se suministra o elimina energía de una sustancia, es posible que se produzcan cambios espectaculares. Las duras rocas se convierten en arena a causa de la congelación del agua y de la fusión del hielo. Pesados trenes alcanzan grandes velocidades por el simple hecho de que el agua se transforma en vapor. Hemos visto que el hielo, el agua y el vapor están formados por moléculas de H_2O. Cuando cambiamos la cantidad de energía asociada a un conjunto de moléculas, cambiamos también las relaciones espaciales entre ellas, con lo que varía el comportamiento de la sustancia.

Otros cambios distintos se dan si añadimos energía a una mezcla de dos o más sustancias. El papel seco quema en el aire tras un breve contacto con la llama de una cerilla. La pólvora, en cambio, en vez de arder, explota. En ambos casos la energía total cedida en forma de calor, luz y sonido es mucho mayor que la energía que se precisa para desencadenar el cambio. En estos procesos las moléculas no sólo interaccionan entre sí y con sus alrededores, sino que varían en su esencia a causa de que los núcleos componentes, así como sus nubes electrónicas, se reestructuran, originándose entonces unas nuevas relaciones espaciales con otros núcleos.

La energía asociada a un conjunto de moléculas se incrementa de formas distintas a la aplicación de calor. El material se irradia con luz visible o ultravioleta, o con rayos X, y, por otra parte, se somete a vibraciones ultrasónicas o a una acción mecánica. Asimismo, es posible aplicarle un voltaje eléctrico o a un campo magnético.

Los cambios que se producen al incrementar la energía varían muchísimo en cuanto a su duración. Una corriente eléctrica fluye a través de un hilo de cobre sin causar ningún cambio perceptible en éste. Cuando se corta la comente, el hilo retoma a su estado original. Una disolución de sulfato de cobre conduce también la electricidad, aunque con menos eficacia, y, como veremos más adelante, tanto el líquido como partes de metal que estén en contacto con la disolución cambiarán de forma permanente El agua y el metal calientes se enfrían a la temperatura ambiente cuando se les desconecta de la fuente de calor, si bien el agua es peor conductora de

éste, por lo que se enfría más lentamente que el metal. En cambio, el papel quemado nunca se reconvertirá en mezcla de papel no quemado y aire. El efecto de la luz o de un campo magnético es también momentáneo o permanente, o de una duración intermedia.

La variedad de procedimientos mediante los cuales se añade energía a las sustancias refleja las distintas formas de energía que se obtienen recombinando los átomos.

Se desprende calor y luz y se origina cierto ruido al quemar papel. Asimismo, se desprende energía eléctrica en las reacciones químicas que se producen en una batería. Y se origina una considerable cantidad de energía mecánica cuando las moléculas de agua líquida se transforman en una estructura sólida y tridimensional de hielo. Un determinado cambio produce diversas formas de energía, según como dicho cambio se efectúe. Si una mezcla 2:1 de hidrógeno y oxígeno se somete a la acción de una chispa, explota, y, entonces, se desprende una gran cantidad de energía, en muy poco tiempo, en forma de calor, luz y sonido. Esta reacción entre hidrógeno y oxígeno se desarrolla también de forma que produzca una cantidad de energía eléctrica (lo que se realiza en los ingenios espaciales), ya que tal reacción se efectúa gradualmente.

En todos los procesos que hemos mencionado hasta aquí, los núcleos atómicos permanecen intactos, por más que las nubes electrónicas exteriores se deformen o se reestructuren. Sin embargo, los núcleos no son inmutables. Los cambios en las estructuras de los núcleos se acompañan de unos cambios de energía muchísimo mayores que los asociados a la formación de nuevas moléculas, o a las variaciones en las distancias existentes entre ellas. La energía nuclear, lo mismo que la obtenida en procesos menos drásticos, se libera en un momento (una explosión), o es posible “domarla” proporcionando así una fuente regular de energía durante un largo período de tiempo.

Dedicaremos el resto del libro a estudiar la gran variedad de formas en que interaccionan entre sí la materia y la energía.

XV. CALENTAR UNA SUSTANCIA

Uno de los sistemas más simples de añadir energía a la materia estriba en ponerla en contacto con algún material que esté más caliente que ella. En este capítulo consideraremos algunos de los efectos que se originan de forma que no se causen grandes modificaciones en sus nubes electrónicas al calentar una sustancia simple.

Cuando decimos "más caliente" queremos decir "a mayor temperatura". Vimos en el capítulo 5 que la *temperatura* de un gas es la medida de la energía promedio con que sus moléculas se mueven de un lugar a otro. La energía cinética de cualquier partícula, átomo, molécula, ion o electrón depende tanto de su masa como de su velocidad. Por ello, si dos muestras de la misma sustancia están a diferentes temperaturas, las partículas de la muestra más caliente poseen mayor energía cinética. Si las dos muestras contienen partículas idénticas, diremos que las que están en la muestra más caliente se mueven más rápidamente. Mas no podemos comparar las velocidades a las que se mueven las partículas de sustancias distintas, si no sabemos las masas relativas de tales partículas.

Cuando una sustancia fría se pone en contacto con otra más caliente, algunas de las partículas del material caliente chocan con las del material más frío, y originan que se muevan con mayor rapidez. Las partículas que inicia mente se hallaban sometidas a mayor energía, se frenan ligeramente. Así, ha pasado energía del material caliente al más frío. Esta transferencia de energía continúa hasta que la energía promedio se ha igualado, es decir, hasta que ambas muestras se hallen a la misma temperatura.

Como la temperatura es la medida de la energía cinética promedio, es independiente del tamaño de la muestra. El agua que hierve en un pequeño recipiente está a una tempera-

tura de 100°C, la misma que el agua que hierve en un gran caldero. En cambio, la cantidad total de calor contenida en una sustancia depende tanto del tamaño de la muestra como de su temperatura. Diez litros de agua hirviendo contienen diez veces la cantidad de energía calorífica que contiene un litro de agua hirviendo. Una pequeña cantidad de un agua muy caliente, probablemente, tendrá menos cantidad de calor que una gran cantidad de agua tibia.

Vimos en el capítulo 5 que la cantidad de calor necesaria para incrementar la temperatura de un gas en cierto número de grados depende de hasta qué punto las partículas de dicho gas vibran y giran, y asimismo del número de partículas de la muestra.

Las partículas de los sólidos son menos libres que las de los gases y, en vez de moverse de un punto a otro, vibran alrededor de una posición media. En los metales blandos, como la plata, la relación que se ha observado entre el contenido de calor y la temperatura es muy similar a la predecible si se supone que cada partícula vibra libremente. Sin embargo, a temperaturas muy bajas se producen muchas menos vibraciones, y se necesita mucha menos energía para originar el incremento de 1°C de temperatura. Las partículas de los metales duros, como el aluminio, vibran menos libremente que las de los metales más blandos, por lo que, a temperaturas bajas y moderadas, la misma cantidad de calor produce un mayor incremento en la temperatura del aluminio que en la de una muestra de plata que contenga el mismo número de átomos.

En el diamante y, en menos extensión, en el grafito, las nubes electrónicas mantienen las posiciones relativas de los átomos de carbono más firmemente fijadas que en los metales. De ahí que se precisen temperaturas más elevadas si se desea que exista vibración libre. A temperaturas menores que las requeridas para la vibración no restringida, la adición de una cantidad determinada de energía origina un incremento relativamente grande en la temperatura del cuerpo. La vibración libre en la plata sólida, por ejemplo, se da a temperatura ambiente. En el diamante, sin embargo, la vibración se ve tan

frenada que una cantidad dada de calor produce, como mínimo, un incremento de temperatura cuatro veces mayor en él que en una muestra de plata que contenga el mismo número de átomos.

Los cristales que contienen partículas, como el ion amonio (NH_4^+) o el ion nitrato (NO_3^-), necesitan una cantidad de energía anormalmente grande para lograr un incremento dado de temperatura. Esto se debe a que los iones no sólo vibran en el cristal, sino que también giran y tienen vibraciones internas del mismo modo que las moléculas gaseosas con formas de balón de rugby y de bumerán.

FLUJO DE CALOR

El calor fluye siempre de un objeto caliente hacia un objeto frío, y nunca al revés, si bien la velocidad con que lo hace es muy variable. Las cucharas de cocina se fabrican normalmente de madera más que de metal, y las conducciones metálicas de agua se recubren con fieltro, papel, espuma de nylon o poliestireno expandido.

Hay muchas formas mediante las cuales la energía térmica pasa de un punto a otro. Cuando la materia cambia de posición, también lo hace la energía que tiene asociada. El movimiento de una bola, un coche o un animal implica un movimiento del calor. Lo mismo ocurre si se llena la bañera o si se limpia de cenizas calientes la chimenea. Cuando los líquidos, o los gases, se calientan, normalmente se expanden. La parte más caliente de fluido asciende a través de la zona más fría, con lo que provoca corrientes de convección que se utilizan por las aves planeadoras, los pilotos de vuelo a vela y los técnicos de instalaciones de calefacción. Esta transferencia de calor siempre se asocia al movimiento global de la materia, pero, realmente, dicho movimiento depende de los cambios de densidad. La conducción de calor, por su parte, involucra el paso de energía térmica a través de la materia sin que se dé ningún movimiento de ésta: la energía se transfiere por colisiones entre las partículas vecinas.

La velocidad a que una sustancia conduce el calor depende de la frecuencia con la que sus partículas colisionan. Los gases, menos concentrados que los sólidos o los líquidos, conducen el calor peor que ellos porque existe menos probabilidad de que dos partículas se pongan en contacto. Las sustancias que contienen grandes cantidades de gases en su interior son, así, aislantes térmicos muy eficaces. Las casas construidas con paredes huecas, ventanas con cristales dobles y techos con recubrimiento de espuma intercambian el calor con su entorno mucho más lentamente que las casas sin la protección de la capa de aire retenido en tales recubrimientos. Las mantas celulares, el poliestireno expandido y las capas de hojas de periódico resultan eficaces como aislantes térmicos, porque tienen bolsitas con aire en su interior.

Los conductores térmicos más eficaces son los metales sólidos y líquidos, a través de los cuales el calor circula, principalmente debido a la nube electrónica comunitaria que envuelve a los iones metálicos Los electrones de la nube se mueven libremente a través del metal, y los que poseen una alta energía se desplazan sin la menor limitación hasta que colisionan con otros electrones móviles, a los que transfieren parte de su energía

En las sustancias no metálicas, los electrones presentan más restricciones. Sus nubes electrónicas están asociadas a moléculas o iones concretos (como en la cera o en la sal) o a regiones muy determinadas entre núcleos atómicos (así en el diamante y en los silicatos). Estas sustancias conducen ei calor a causa de las colisiones entre los átomos, las moléculas o los iones vecinos, y no por el movimiento de sus electrones. Por esta causa, el calor circula a su través de una forma mucho más lenta que en los metales. (El calor circula asimismo por radiación, que no requiere en absoluto la presencia de materia. Todo lo que ocurre en la superficie de nuestro planeta depende, evidentemente, de la perenne transferencia de energía del Sol, irradiada a través de 150 millones de kilómetros de espacio vacío.)

CAMBIOS DE VOLUMEN

No es sorprendente que la mayor parte de los materiales se expandan cuando se calientan: un incremento en la temperatura hace que las partículas se muevan más rápidamente. Cuanto mayor sea la temperatura, tanto más fácil resulta que la partícula se mueva durante un instante dado, por lo que, como es lógico, más espacio se necesitará para ubicar a una determinada cantidad de partículas. Dicha expansión térmica se hace más intensa en un gas ideal, en el que el movimiento de sus partículas no ofrece ninguna fuerza de atracción que lo contrarreste, y se da también, aunque en menos extensión, en la mayor parte de sólidos y de líquidos.

Hemos visto que la relación entre el volumen y la temperatura de un gas ideal se ha utilizado para definir una escala de temperaturas y que la expansión térmica de un fluido permite que el calor se transfiera por convección. El hecho de que el volumen del mercurio y del alcohol varíe de forma regular a lo largo de un amplio índice de temperaturas hace que se empleen ambas sustancias en la construcción de termómetros que contienen un líquido en el interior de un tubo de vidrio. La expansión térmica de los sólidos ofrece dificultades a los ingenieros civiles, los dentistas y los relojeros, pero es de gran ayuda para los constructores de carros. Asimismo, la citada expansión se utiliza en las juntas bimetálicas, que son la base de muchos termómetros y termostatos de los hornos y calentadores domésticos. Este dispositivo consiste en trozos delgados de dos metales que se expanden de forma notablemente distinta cuando se calientan. Se unen firmemente los dos metales entre sí y, después, al calentar la unión, ésta se curva. Su movimiento se emplea para que gire la aguja de un cuadrante, para cerrar el paso del gas en una conducción, o para cerrar o abrir un circuito eléctrico

Los gases y los sólidos cristalinos se expanden cuando se calientan, pero algunos líquidos y muchos sólidos amorfos no lo hacen así. El vidrio, por ejemplo, se expande mucho menos que otros sólidos. Vimos que el vidrio está formado por una estructura irregular de grupos silicatos unidos en una

red tridimensional bastante abierta. Su estructura se parece a la de un líquido porque sus partículas se hallan, en cierto modo, colocadas al azar, y no en la forma ordenada de un sólido. Cuando se calienta un vidrio, las distancias entre sus átomos aumentan de la forma acostumbrada, pero, en cambio, su estructura interna tan sólo se modifica, y las dimensiones globales del vidrio casi no varían. Podríamos decir que los grupos silicatos se expansionan por los espacios que dejan entre ellos.

El agua se comporta de una forma aún más extraña. Se *contrae* cuando se la calienta a una temperatura situada entre 0 y 4°C. Hemos visto también que el hielo es menos denso que el agua porque su estructura es más abierta. Esta estructura expandida persiste en gran parte en el agua líquida a 0°C, pero desaparece a medida que la temperatura aumenta. Entre los 0 y los 4°C las moléculas de agua se aproximan entre sí cuando aumenta la temperatura, por lo que el agua se contrae al ser calentada. A mayores temperaturas, el incremento de movimientos de las moléculas de agua compensa la desintegración posterior de las disposiciones abiertas de la estructura, con lo que el agua se expande al calentarse.

DESORGANIZACIÓN DE LA ESTRUCTURA

Si pudiéramos preparar un sólido cuyas partículas estuvieran absolutamente inmóviles, no contendría nada de energía térmica. Por definición, esta temperatura sería la del cero absoluto A medida que el contenido de calor aumenta, sus partículas vibran, la temperatura aumenta, el sólido se expande y se reducen las fuerzas de atracción entre sus panículas Como la temperatura aumenta, las vibraciones resultan suficientemente fuertes como para compensar las fuerzas de atracción que mantienen a las partículas en sus posiciones. El sólido, entonces, se desintegra. Muchos sólidos funden, dando líquidos, pero cuando, por ejemplo, se desintegran las estructuras del yodo y del dióxido de carbono sólido, subli-

man dando un gas. A veces, algún sólido, como el estaño, pasa a otra forma sólida de la misma sustancia.

Del mismo modo, si el contenido energético de un líquido aumenta, sus partículas se desplazan tan rápidamente que se separan entre sí. El líquido, entonces, hierve y da un gas.

Cuando un sólido funde, sublima, o cambia de estructura, su temperatura permanece constante durante el tiempo en que se produzca el cambio de estado. La temperatura de una mezcla de hielo que se funde y agua es de 0°C, y esta temperatura no depende de la proporción de sólido y de líquido. La temperatura del agua hirviendo es de 100°C, tanto si el recipiente está hirviendo desde hace un minuto como si han transcurrido 5 minutos desde que empezó la ebullición. La energía cinética media de las partículas de hielo a 0ºC es la misma que la del agua a 0ºC. Sin embargo, el agua contiene más energía que el hielo. La energía absorbida cuando un sólido funde o sublima y cuando un líquido hierve, permite que las partículas se separen entre sí, pero no las acelera.

Algunos sólidos no funden claramente a una temperatura determinada El vidrio, por ejemplo, se ablanda de una forma gradual a medida que la temperatura se eleva. Pero la estructura de un vidrio es menos regular que la de la mayor parte de los sólidos, y el comportamiento de la estructura de los grupos de silicato difiere ligeramente, en distintos matices, del mismo vidrio. Algunos de los grupos se escinden a menor temperatura que otros. También el chocolate, y algunos plásticos sintéticos, funden a lo largo de toda una escala de temperaturas. Las mencionadas sustancias se componen de moléculas que presentan distintas longitudes y que se hallan entremezcladas en distintas extensiones, por lo que estos sólidos se desintegran gradualmente a medida que se eleva la temperatura.

La temperatura a la que un sólido funde o sublima y la que un líquido precisa para hervir dependen de la presión: cuando ésta se eleva provoca que las partículas estén más juntas, lo que favorece que su disposición ocupe menos espacio. El agua hierve a más alta temperatura en una olla a presión que en una cacerola abierta, ya que la presión contribuye

a mantener las fuerzas cohesivas del agua líquida De ahí que las moléculas necesiten más energía cinética para conseguir “escapar” de las de su entorno, lo que explica que el agua hierva a mayor temperatura. Inversamente, un líquido hierve a menor temperatura si se reduce la presión exterior, lo que, por ejemplo, explica, como anécdota curiosa, la seria dificultad para obtener por ebullición huevos duros en la cima del Everest. La presión atmosférica allí es tan baja que el agua hierve a una temperatura de 93ºC, a la cual la albúmina del huevo cuaja muy lentamente. En la fusión hay un cambio de volumen mucho menor que en la ebullición, por lo que la variación de presión tiene menos efecto sobre el punto de fusión que sobre el de ebullición. Muchas sustancias se expanden al fundirse, por lo que un incremento de presión aumenta algo, normalmente, su punto de fusión.

Existe una ingente escala de temperaturas a las que los distintos sólidos funden y los líquidos hierven Tal como podríamos esperar, las sustancias cuyos átomos o iones se hallan firmemente unidos en estructuras tridimensionales, permanecen en fase sólida hasta alcanzar temperaturas muy elevadas. Las sustancias formadas por moléculas separadas, que sólo se atraen débilmente entre sí, funden con mucha mayor facilidad. El hielo y la cera lo hacen a una temperatura mucho menor que la sal o el cobre, y el cuarzo y el diamante permanecen sólidos hasta temperaturas extraordinariamente altas.

En un grupo de sustancias cuya estructura sea similar, el punto de fusión aumenta a medida que lo hace la masa de sus partículas. Por esta causa, las parafinas más ligeras, como el metano y el propano, son gases a la temperatura ordinaria. Las más pesadas son sólidos que constituyen la cera de parafina. Los miembros intermedios de este grupo constituyen los combustibles líquidos derivados del petróleo. No es sorprendente que las sustancias con partículas más pesadas tengan mayores dificultades para separarse entre sí. Cuanto más pesada sea la partícula, mayor deberá ser la temperatura que se requiere para que vibren con una amplitud determinada las partículas. Además, la intensidad de las fuerzas de cohesión

entre átomos o moléculas aumenta con el tamaño de la nube electrónica. Hemos visto ya que, en una serie de sustancias similares, el tamaño de las nubes electrónicas se incrementa según el tamaño de la partícula.

Los puntos de ebullición de los líquidos siguen la misma pauta que los puntos de fusión de los sólidos. Las sustancias que permanecen en fase gas a temperaturas muy bajas son aquellas cuyas partículas son muy ligeras (por ejemplo, las moléculas de hidrógeno, nitrógeno o metano) o aquellas en las que las fuerzas cohesivas se ejercen muy débilmente (por ejemplo, los átomos de los gases inertes) El helio, que presenta ambas condiciones de forma simultánea, y hierve sólo 4°C por encima del cero absoluto, tiene el menor punto de ebullición de cualquier sustancia conocida.

VOLATILIZACIÓN

Sabemos que la temperatura de una materia determinada es la medida de la velocidad media con la que se mueven sus partículas. En un instante dado, algunos átomos o moléculas se desplazan más rápidamente que dicha velocidad media, y otros, en cambio, se mueven con más lentitud.

Esta gama de velocidades de partículas ejerce una importante influencia en el comportamiento de un líquido. Las moléculas de una porción de petróleo, por ejemplo, se mueven en un amplio abanico de velocidades, tanto en el seno del petróleo como cerca de su superficie. Algunas de las moléculas más rápidas cercanas a ésta se separan de sus vecinas, ya que tienen energía cinética suficiente como para contrarrestar las fuerzas de cohesión. Estas moléculas de alta energía se escapan del líquido, y constituyen el vapor de la gasolina. Si ésta permanece encerrada en un recipiente tapado, siguen escapándose moléculas hacia el espacio lleno de aire que está por encima del líquido, hasta que la velocidad a la que las moléculas de alta energía lo abandonan se compensa exactamente por la que las moléculas más lentas del vapor de gasolina son capturadas por las fuerzas de atracción de las molé-

culas de la superficie del líquido. Cuando se produce tal situación, el aire que se encuentra en la parte alta del recipiente queda *saturado* con vapor de gasolina. Naturalmente, si aumentamos la temperatura, la velocidad a la que el vapor de gasolina abandona el líquido se eleva, pero, en cambio, la velocidad a la que las moléculas de vapor vuelven al líquido disminuye. De ahí que el aire caliente ubique más vapor de gasolina que la misma cantidad de aire frío. Si se destapa el recipiente que contiene gasolina, una parte del vapor se difunde al aire exterior. Como el aire, en su conjunto, no está, ni mucho menos, saturado con vapor de gasolina, escapan más moléculas. Paulatinamente, se evapora la gasolina líquida. Incluso si no observamos de forma visual que el nivel del líquido disminuye, sabemos, por nuestro sentido del olfato, que algunas de las moléculas de gasolina han escapado del líquido hacia el aire. De no ser así, ¿cómo podría detectarlas nuestro olfato? Como la gasolina se evapora más rápidamente a medida que se eleva la temperatura, su olor es más intenso en los ambientes cálidos que en los fríos.

Cuando la temperatura de cualquier líquido aumenta, se incrementa asimismo la fracción de partículas que se mueven con rapidez y son capaces de escapar. Si la temperatura es tan alta que la energía cinética media de todas las partículas equivale a la energía de vaporización, el líquido no sólo no se evapora, sino que inicia su ebullición.

Cualquier ama de casa sabe que la ropa se seca con más rapidez en un día de viento que en otro sin él. De no haber viento, el aire que rodea la ropa mojada se satura de moléculas de agua, y éstas se escapan lentamente de la ropa mojada. En un día ventoso, el aire que rodea la ropa se reemplaza continuamente por aire seco, con lo que el agua se evapora con mayor presteza.

Un líquido al evaporarse se enfría, porque las moléculas más rápidas se escapan y sólo quedan las más lentas, por lo que la energía cinética media de las restantes partículas se reduce. Es lo que ocurre, por ejemplo, si nos ponemos unos calcetines mojados y se nos enfrían los pies. Cuando vertemos sobre la piel alcohol de quemar, el que se aplica a las

heridas, parece que esté más frío que el agua, debido a que se evapora más rápidamente. Si bien las moléculas son más pesadas que las del agua, las fuerzas entre ellas son mucho más débiles, porque cada molécula de alcohol contiene sólo un grupo hidroxilo, mientras que la molécula de agua contiene 2. El éter parece aún más frío porque se evapora con mayor rapidez. Las moléculas de éter, si bien son más pesadas que las de metanol, no contienen grupos hidroxilo, y están muy débilmente unidas entre sí. En la tabla adjunta vemos que el enfriamiento observado disminuye a medida que se eleva el punto de ebullición (que lo hace con la intensidad de las fuerzas cohesivas), y no con el incremento de masa de las moléculas.

	Éter	Metanol	Agua
Masa de las moléculas (comparada con la del átomo de hidrógeno)	46	32	18
Punto de ebullición, °C	35	66	100

También los sólidos pueden evaporarse. No obstante, incluso los sólidos formados por moléculas separadas se evaporan con mucha lentitud, ya que sólo una minúscula tracción de las moléculas superficiales tiene suficiente energía como para escapar de su entorno. Los repelentes de insectos desaparecen a lo largo del tiempo, si bien con mucha lentitud. Y los seres humanos, lo mismo que los insectos, son capaces de oler la presencia de tales sustancias en el aire. Las tradicionales bolas de naftalina, formadas principalmente por naftaleno, y los preparados antipolilla más modernos contienen, por lo general, una sustancia derivada de benceno en el que se han reemplazado dos átomos de hidrógeno, diametralmente opuestos, por átomos de cloro. En ambos sólidos las fuerzas entre moléculas son considerablemente débiles.

La velocidad de evaporación de los sólidos, lo mismo que la de los líquidos, aumenta a medida que crece la temperatura.

VAPORES CONGELADOS

De todo lo anterior se desprende que los sólidos pueden pasar a gas, por evaporación o sublimación, sin pasar por la fase de fusión. ¿Será posible también el cambio inverso, de gas a sólido directamente? Sabemos que el yodo sólido sublima al ser calentado, y que los vapores de yodo solidifican cuando se enfrían; pero el yodo es una sustancia común porque a la presión atmosférica no existe en forma líquida.

También es posible que otros gases se "congelen" y pasen directamente a sólido, siempre que consigamos la combinación adecuada de presión y temperatura. Cuando tenemos un gas a muy baja presión, sus partículas están muy separadas, y el gas permanece sin condensar, a menos que sus partículas se muevan con muchísima lentitud. Su energía debería ser tan baja que no fuera posible que tales partículas se moviesen aleatoriamente. Si esto ocurre, las partículas se agrupan de modo ordenado y el gas condensa de forma directa, dando un sólido.

Cuando tenemos aire muy húmedo y lo enfriamos gradualmente, el vapor de agua se condensa produciendo gotas de líquido. Si éstas son muy pequeñas, normalmente permanecen suspendidas en el aire en forma de niebla. Las gotas mayores caen y constituyen la lluvia. Si las gotitas de agua suspendidas se enfrían por debajo de 0º, se congelan y originan el granizo. En cambio, cuando tenemos aire muy seco y lo enfriamos a temperaturas menores de 0°, la pequeña cantidad de vapor de agua que contiene no se condensa en forma de gotas líquidas, pero si la temperatura es suficientemente baja, congela de un modo directo, produciendo finas partículas de hielo. Sobre estas pequeñas partículas es factible que solidifique más vapor, con lo que el cristal de hielo se hace mayor. El resultado del proceso no es un grano de granizo esférico, sino un copo de nieve hexagonal. La enorme variedad de formas de los copos de nieve refleja las diferencias en la temperatura y humedad del aire del que proceden.

AGITAR PARTÍCULAS

La temperatura es una medida de la energía promedio con que las partículas se mueven, y, por lo tanto, cualquier proceso que las acelere originaría un incremento de temperatura, y esto es lo que realmente ocurre. Sea cual fuere la forma de energía que se ponga en contacto con la materia, alguna porción de aquélla es absorbida por las partículas. Normalmente, la energía absorbida incrementa la velocidad de las partículas, por lo que la sustancia se calienta.

La elevación de la temperatura es a veces espectacular, como, por ejemplo, cuando taladramos un metal. Parte de la energía eléctrica que empleamos para hacer girar la broca del taladro se destina a romper la estructura del metal, otra parte aumenta la energía cinética de las partículas del metal a través de la broca y del motor; otra, hace que cambie la presión del aire, por lo que percibimos un sonido; e incluso una pequeña parte se convierte en energía luminosa, emitida con las chispas del motor o las esquirlas del metal taladrado. Un incremento de temperatura semejante, pero mucho menos espectacular, se da cuando agitamos un líquido. Si no hay otros cambios adicionales, el agua de la parte alta de una cascada está ligeramente más fría que la que ya ha caído. Cuando se mueve una parte de materia respecto a otra, se transfiere siempre entre ellas algo de energía. Esta fricción provoca un pequeño incremento de temperatura, cosa que impide el que sea posible construir una máquina de movimiento continuo que funcionase de modo indefinido sin fuente externa de energía: puesto que siempre una parte de ésta se “desperdicia” en forma de calor de fricción, cualquier cantidad cerrada de energía se terminará al cabo del tiempo.

La redistribución espontánea de la energía calorífica en un objeto, o entre dos objetos adyacentes, es de suma importancia para el químico. Estudiaremos con cierto detalle este proceso en el próximo capítulo.

XVI. COHESIÓN FRENTE AL CAOS

Observaremos ahora más detenidamente algunos de los procesos que hemos considerado. Cuando hayamos comprendido algo más sobre los resultados que obtendremos al calentar sustancias puras, como el cobre o el agua, ampliaremos nuestra perspectiva para enfrentamos a materias algo más complejas.

RETORNO AL ESTADO ESTABLE

Supongamos que se calienta un extremo de una barra de cobre con un mechero de gas, y que después se deja enfriar. Ocurrirán dos cambios:[16] una parte de la energía térmica pasa del cobre al aire circundante, y otra fluye desde el extremo caliente de la barra hasta el extremo frío. Y el proceso persistirá hasta que toda la barra y todo el aire circundante se encuentren en equilibrio térmico, es decir, hasta que todos estén a la misma temperatura.

Antes de que se consiguiera el aludido equilibrio, la barra de cobre permanecía en un estado térmicamente inestable; en parte porque una porción de ella estaba más caliente que su entorno, y en parte también porque la energía térmica de la propia barra no estaba distribuida uniformemente. La barra vuelve de un modo espontáneo al estado de equilibrio, más estable, perdiendo y redistribuyendo energía térmica. Consideraremos más adecuadamente el problema de la redistribución de la energía térmica si imaginamos ahora que nuestra

[16] Los dos cambios que describiremos dependen de dónde se considere que se sitúa el límite entre el objeto y su entorno. Si suponemos que el objeto consiste en la barra con el aire que lo rodea, el paso de energía térmica desde el metal al aire es sólo un ejemplo de la redistribución de energía en el interior de un objeto. Pero si decimos que el objeto es sólo la barra, el paso de energía hacia el aire debe contarse como una pérdida de energía.

barra de cobre se encuentra encerrada en un recipiente, vacío de aire y perfectamente aislado, que contiene en un extremo una pequeña resistencia calefactora eléctrica En dicho dispositivo no se pierde energía térmica hacia el exterior porque la barra se halla aislada térmicamente de su entorno. Si se calienta un extremo de la barra, la energía térmica fluye, como antes, desde la región caliente a la fría, antes incluso de que desconectemos el calefactor. Este proceso continuará hasta que toda la energía térmica se halle uniformemente distribuida, de modo que la barra permanecerá entonces a la misma temperatura. Si el recipiente estuviera absolutamente aislado, el cobre permanecería indefinidamente a esta temperatura porque ha alcanzado ya el estado de equilibrio y, por lo tanto, no podría espontáneamente producirse ningún otro cambio.

DESORDEN. PROBABILIDAD E IGNORANCIA

El concepto de *aleatoriedad* (o, en otras palabras, “desorden” o “grado de mezcla”) es fundamental si pretendemos comprender muchos aspectos del comportamiento químico, y está profundamente relacionado con la probabilidad de que tengamos cierta materia en unas condiciones determinadas. Cuando la barra de cobre está más caliente en un extremo que en el otro, sus iones y electrones forman parte de una hilera bastante ordenada. La mayor parte de las partículas que tienen una alta energía térmica se encontrarán en el extremo de la barra que ha sido calentada, mientras que las que tienen una menor cantidad de energía térmica se hallarán preferentemente en el extremo no calentado, y las partículas con energía térmica intermedia se ubicarán sobre todo en el centro de la barra. A medida que ésta alcanza su equilibrio término en el recipiente aislado, esta distribución ordenada se degrada. Las partículas que poseen una energía térmica determinada se ubican tanto en un extremo de la barra como en el otro. Cuando se alcanza el equilibrio por completo, se reemplaza la distribución ordenada por otra, totalmente sometida al azar, de partículas de distintas energías. Este cam-

bio indica el enorme incremento de probabilidad que se ha dado. Existe un gran número de formas con las que es posible alcanzar una distribución azarosa, pero sólo una de que las partículas estén dispuestas en una ordenación térmica perfecta.

Esta relación entre la probabilidad **y** el desorden se constata a partir de considerar un recipiente lleno de gas que se conecta a otro recipiente vacío. El sentido común nos hace suponer que, cuando abramos la conexión entre ambos recipientes, pasará gas desde el que está lleno al vacío, hasta que ambos se encuentren a la misma presión Es muy fácil calcular la probabilidad de que se dé realmente este equilibro de presiones: basta con contar el número de formas en que las partículas se distribuyen a la misma presión y comparar este valor con el número de formas con que las partículas podrían hallarse dispuestas a distintas presiones en los dos recipientes. Veremos que la probabilidad de que la presión permanezca constante en ambos recipientes aumenta rápidamente con el número de partículas que tengamos. Recordemos que un pequeño volumen de gas contiene ya un ingente número de partículas. La probabilidad de que exista alguna diferencia apreciable en la presión del gas entre ambos recipientes es tan remota que se considera por completo despreciable.

Cuando decimos que la aleatoriedad de un material se ha incrementado, admitimos también que ha aumentado nuestra ignorancia sobre el objeto. Cuando se acaba de calentar un extremo de una barra de metal, podemos estar seguros de que una gran proporción de las partículas que tienen mayor energía se encuentran ubicadas en el extremo caliente de la barra. Pero si se alcanza el equilibrio térmico, se ha redistribuido la energía térmica, y las partículas que poseen mayor energía se encuentran en cualquier punto del material. Se ha alcanzado, a esta determinada temperatura, el valor máximo, de desorden en el cobre. Del mismo modo, cuando se expande un gas y ocupa un volumen mayor, nuestro grado de conocimiento sobre la ubicación de las partículas disminuye en la misma proporción.

ESPONTANEIDAD Y TRABAJO

Hemos visto que es factible que se produzcan cambios espontáneos en un material siempre que sea capaz de pasar a una situación de mayor estabilidad. Si el material está aislado térmicamente de su entorno, el incremento de estabilidad sólo se obtiene a costa de un incremento de desorden.

En principio, estos procesos espontáneos se emplean para conseguir trabajo útil en máquinas motrices. Por ejemplo, la expansión de un' gas es la base de las turbinas de gas, y el flujo de calor desde una región caliente a otra fría se utiliza en las “máquinas térmicas”. Pero los cambios inversos, que se darían con un incremento de orden, no ocurren nunca espontáneamente, ya que debe suministrarse energía para conseguirlos. Un gas, por sí solo, no se comprime a sí mismo en el extremo del recipiente, dejando el otro extremo vacío. Tampoco un extremo de una barra de metal se calienta por sí mismo tomando energía del otro extremo. Para que se den estos cambios precisamos la ayuda de un compresor o de un refrigerador, y suministrar energía a ambos para lograr los citados cambios.

LA OPOSICIÓN AL DESORDEN

Existe un espectacular incremento de aleatoriedad cuando un líquido hierve. Las moléculas de un líquido no se hallan confinadas en posiciones fijas, pero permanecen unidas entre sí por fuerzas de atracción. En cambio, un gas, a la presión atmosférica, es capaz de moverse en un espacio que es 2.000 veces mayor que el que ocupaba antes como líquido. En el punto de ebullición, la estabilización de éste, por la acción de las fuerzas cohesivas entre moléculas, se compensa exactamente por la estabilización del vapor debido al gran incremento producido en aleatoriedad. De ahí que, a esta temperatura, coexisten simultáneamente en equilibrio el líquido y el vapor.

Si aumenta la temperatura de nuestro material, también lo hace el efecto estabilizante debido al incremento de desorden. Por ello, a temperaturas superiores al punto de ebullición, el incremento en el grado de desorden producido por la ebullición sobrepasa a las fuerzas cohesivas (debilitadas) del líquido. Por lo tanto, el vapor es más estable que el agua líquida a temperaturas por encima de 100°C. Por debajo del punto de ebullición, el efecto estabilizante de las fuerzas de cohesión no se ve totalmente compensado por el efecto del desorden inducido por la vaporización, de modo que, a temperaturas inferiores a 100°C, el agua permanece en estado líquido.

Muchas situaciones químicas son semejantes a la ebullición del agua porque las materias pierden o ganan energía térmica y, simultáneamente, sufren cambios en sus grados de desorden. Los "recipientes perfectamente aislados", que a veces se emplean en los laboratorios, nos son mucho más familiares como componentes de los modelos mentales que nos ayudan a pensar sobre una parcela de un problema ignorando el resto. La mayor parte del comportamiento de las sustancias químicas se estudia con más provecho en términos de balances entre fuerzas de atracción y diferencias de desorden, que ignorando alguno de estos efectos. Ilustraremos la interacción de estos dos factores considerando el efecto del calor sobre distintos tipos de materias algo más complejas que las que hemos citado en este apartado.

LA FUSIÓN Y LA EBULLICIÓN DE MEZCLAS

Supongamos que añadimos una pequeña cantidad de un sólido soluble en agua, como la sal o el azúcar, a hielo picado muy frío. Cuando se calienta la mezcla, el hielo funde y el sólido se disuelve en el agua formada. Si se calienta la disolución, ésta llega a hervir y, en consecuencia, parte del agua se escapa de la disolución, que, en consecuencia, se irá concentrando.

Dado que una disolución está más desordenada que el agua pura, el paso de hielo a disolución se produce algo más fácilmente que el paso de hielo a agua pura. De aquí que una mezcla de hielo con sal o azúcar funda a una menor temperatura que el hielo puro. Cuando la temperatura del aire es de algunos grados bajo 0°C, limpiamos de hielo las carreteras esparciendo sal sobre éste. Como el calor liberado por la hidratación de los iones Cl^- y Na^+ es insuficiente para romper un cristal de sal (página 262) debemos añadir algo más de calor para fundir el hielo: este calor se obtiene a partir de la energía térmica de los dos sólidos. Cuando añadimos sal a unos –2°C a hielo a la misma temperatura, obtenemos salmuera líquida a menor temperatura. La fuerza que ha hecho que se dé este cambio estriba en el efecto estabilizador de un incremento de desorden.

En cambio, una disolución acuosa de sal o de azúcar hierve a temperaturas mayores que el agua pura porque el incremento de desorden que acompaña a la ebullición de la disolución es algo menor. Por ello, una disolución diluida hierve a una temperatura muy poco por encima de los 100°C, y, a medida que las moléculas de agua se van escapando de la disolución, el punto de ebullición se incrementa gradualmente. Un ejemplo espectacular de este proceso lo encontramos en la disolución acuosa de azúcar empleada en la fabricación del caramelo.

Si la disolución está muy diluida, el punto de congelación y el de ebullición dependen sólo del tipo de disolvente y de la concentración de las partículas disueltas, pero no de su naturaleza. En consecuencia, la observación de los cambios de los puntos de ebullición y de congelación nos suministra una útil información sobro el número de panículas de una muestra de masa conocida y, por lo tanto, nos informan de la masa de cada una de sus partículas.

DESINTEGRACIÓN

No todos los sólidos funden o subliman cuando se les calienta. Algunos se desmenuzan o cambian de color, o les ocurren ambas cosas. El carbón de madera y los cristales azules de sulfatos de cobre se vuelven casi blancos. Durante ambos cambios, la masa del sólido disminuye, es decir, parte de la materia ha escapado, probablemente en forma de gas.

Los cristales azules de sulfato de cobre contienen un número igual de iones cobre (Cu^{2+}) y de iones sulfato (SO_4^{2-}), junto con cinco veces o más moléculas de agua que de iones cobre. Si el cristal de sulfato de cobre, azul, se tritura y se calienta ligeramente, 2/5 de las moléculas de agua son expulsadas del sólido. Los iones y las moléculas de agua restantes se distribuyen en otra forma. El resultado es un polvo azul pálido en el que hay sólo tres veces más moléculas de agua que de iones cobre. Un posterior calentamiento elimina más agua aún, dando, primero, una sustancia de color azul muy pálido en la que hay el mismo número de iones cobre que moléculas de agua. Finalmente, el agua restante se elimina, dando sulfato de cobre anhidro, que es un sólido blanco compuesto sólo por iones cobre e iones sulfato.

Estos procesos ilustran el efecto de la temperatura sobre la capacidad de que un material esté cada vez más desordenado. A temperaturas bajas, las partículas Cu^{2+}, SO_4^{2-} y H_2O (en proporciones 1:1:5) adoptan una estructura cristalina muy ordenada. Las fuerzas de atracción entre ellas significan la influencia predominante a esta temperatura. Sin embargo, a medida que se calienta el sólido, el efecto estabilizador del aumento de desorden se hace cada vez más importante; las moléculas de agua que escapan en forma de vapor representan un gran incremento de desorden. De ahí que, cuando la temperatura aumenta, la estabilidad conseguida con la expulsión de agua es suficiente para vencer las fuerzas que mantienen las moléculas del agua en el interior del cristal. Así, el sólido se deshidrata progresivamente. El color azul primitivo se obtiene de nuevo añadiendo agua al sólido anhidro o a las sustancias intermedias, de color azul pálido.

La madera está compuesta por largas moléculas lineales que tienen esqueletos de átomos de carbono y oxígeno a los que se unen grupos •OH y átomos de hidrógeno. Cuando la madera se calienta intensamente, las cadenas de carbono y las otras moléculas se desintegran. Los átomos de oxígeno se unen a átomos de carbono, formando dióxido de carbono, o se unen a los átomos de hidrógeno, formando vapor de agua. Estas pequeñas moléculas escapan de la materia como gas, quedando el exceso de átomos de carbono en forma de carbón de madera. El gran incremento de la aleatoriedad y la alta temperatura bastan para vencer las fuerzas, muy intensas, que existen en los átomos que constituyen la madera. No es posible invertir este proceso porque si mezclamos madera carbonizada con vapor de agua y dióxido de carbono no se obtiene, como todos sabemos, la madera primitiva. La madera tiene una estructura extraordinariamente compleja y aún no ha podido ser sintetizada en el laboratorio.

XVII. ¿HABRÁ REACCIÓN?

En este capítulo consideraremos los cambios posibles que se dan cuando dos o más tipos de sustancia se ponen en contacto entre sí. Ahora bien, cabe que no ocurra nada, que cada sustancia permanezca inalterada en presencia de las demás, pero también es factible que las sustancias se interpenetren y formen una mezcla, o una disolución, según vimos en el capítulo 14. O incluso cabe que las sustancias tomen parte en una reacción química en la que se produzca un profundo reagrupamiento de los núcleos atómicos y de las nubes electrónicas que los envuelven. Uno de los más familiares tipos de cambio químico se desencadena cuando un material combustible arde en el aire. Tal como vimos en el capítulo anterior, ningún cambio se produce de forma espontánea si no se da un incremento global de estabilidad. Por lo tanto, los productos de un cambio espontáneo serán más estables que los materiales de partida. Esta condición se cumple porque se pierde energía hacia el entorno (normalmente en forma de calor) cuando se realiza la transformación, o bien porque los productos del proceso estén más desordenados que las sustancias iniciales. La pérdida de energía se asocia a la formación de más intensas fuerzas de atracción entre moléculas o en su interior. Así, si el efecto del cambio de desorden se ignora, los productos de una reacción son aquellos que den lugar a la formación de fuerzas de cohesión más intensas. Como hemos visto, los cambios en el grado de desorden deben tenerse en cuenta, especialmente si la temperatura se eleva. La posibilidad de que se dé un determinado cambio depende entonces de la relación entre las variaciones en la intensidad de las fuerzas cohesivas y las del grado de desorden. Otra consideración de suma importancia práctica es que si una reacción es posible, se producirá.

LOS EXTREMOS MÁS SENCILLOS

Los tipos más simples de comportamiento que se dan cuando se mezclan dos sustancias son aquellos en los que el efecto de las fuerzas de cohesión son absolutamente superiores al efecto que se deba al incremento de desorden, o al revés. Las fuerzas de cohesión del agua pura y del aceite puro son tan fuertes, comparadas con las de atracción entre ambas sustancias, que se precisa una gran cantidad de energía para mezclarlas, lo que hace decrecer la estabilidad de la mezcla en tal grado que no se compensaría por el efecto de estabilidad debido a la mezcla. De ahí que ambos líquidos sean casi totalmente inmiscibles entre sí.

La mezcla de dos gases ideales se encuentra en el otro extremo. Como las fuerzas de cohesión entre gases puros son prácticamente despreciables, se forma con suma facilidad una mezcla totalmente desordenada.

Dos líquidos pueden mezclarse de la misma forma azarosa que dos gases, siempre que las fuerzas de cohesión entre las partículas de un líquido sean del mismo grado que las de cohesión entre partículas del segundo líquido, y siempre que, además, las fuerzas de cohesión entre partículas del mismo tipo sean de la misma intensidad que las de cohesión entre partículas distintas.

Naturalmente, tales condiciones se cumplen sólo entre sustancias que poseen moléculas muy similares. Encontramos ejemplos de esta “mezcla ideal” en parejas de líquidos orgánicos cuyas moléculas difieran ligeramente en su estructura. La mezcla «ideal» no va acompañada por cambios de temperatura, porque no hay variaciones en las fuerzas de cohesión, y, por lo tanto, no existen cambios en la energía cinética de las partículas.

CAMBIOS DE CALOR EN LA MEZCLA

Cuando añadimos ácido sulfúrico concentrado al agua, la mezcla se calienta. Tal incremento de temperatura es el resul-

tado de la producción de energía calorífica causada por las intensas atracciones entre las moléculas de agua y las diversas partículas (moléculas de ácido sulfúrico y sus iones constituyentes) del ácido. En este caso, la mezcla de agua y de ácido sulfúrico se ve favorecida tanto por las intensas fuerzas de atracción que se dan en el ácido diluido, como por el incremento[17] de grado de desorden que se produce cuando las partículas del ácido se mezclan con el agua.

Algunas sustancias interaccionan con el agua de forma tan intensa que la propia agua se descompone. Así sucede cuando se echa sodio metálico al agua: se desprende tanto calor que llega a fundirse el sodio. El electrón exterior solitario del metal sodio es el responsable de que el agua se descomponga Es de suponer que dos electrones del metal se combinan con dos moléculas de agua, dando dos iones hidroxilo y una molécula de gas hidrógeno, que se escapa, de la superficie del sodio fundido, en forma de burbujas. El calor desprendido es suficiente como para que el hidrógeno arda, siempre que el sodio esté en contacto con el aire Hay algunas sustancias, como el carbonato sódico, que se *enfrían* si se les añade agua. Se da un efecto de enfriamiento similar, si bien de menor intensidad, cuando se disuelve sal común o azúcar en agua. Los iones sodio, los iones cloruro y las moléculas de azúcar se hidratan, pero las fuerzas entre dichas partículas y las moléculas de agua no son tan intensas como las de cohesión que había en el sólido. Si hemos de descomponer la estructura cristalina, se necesita más energía Esta energía adicional se obtiene a expensas de la energía cinética de las partículas No sorprende, por o tanto, que los cristales de carbonato no desprendan calor cuando se disuelven en agua. Los iones del sólido, lo mismo que los de los cristales de sulfato de cobre, están hidratados. Los cristales de carbo-

---

[17] La distribución de las panículas en el ácido diluido es, no obstante, menos aleatoria que, por ejemplo, la de moléculas de una mezcla de dos parafinas liquidas. Como cada ion hidrógeno del ácido diluido está rodeado por moléculas de agua, en cieno modo hay una estructura definida en el líquido. No obstante el ácido sulfúrico diluido se halla más desordenado que, por ejemplo, una capa de ácido concentrado a la que se le ha superpuesto una capa de agua.

nato contienen iones sodio, iones carbonato y moléculas de agua en la proporción de 2:1:10, por lo que, al disolver el sólido en agua, sólo se produce un ligero incremento de la hidratación. El calor que se desprende en esta interacción con el agua es insuficiente para disgregar el sólido. No obstante, los sólidos se disuelven, porque hay suficiente incremento[18] de desorden, cuando un conjunto ordenado de iones se desintegra y se mezcla al azar con moléculas de agua.

¿QUÉ CAMBIOS SON LOS POSIBLES?

Hemos visto que el incremento de estabilidad, que es imprescindible para que se dé un cambio espontáneo, se asocia, normalmente, con un incremento de desorden. Es posible quemar papeles, pero las cenizas no pueden volverse papel. El ave fénix que renace de sus cenizas es sólo un mito. Podríamos, así, pensar que todos los cambios acaban en caos. Pero, entonces, ¿cómo explicar la existencia de los complejos materiales que nos rodean, y especialmente los derivados de la materia viviente? Estas sustancias son normalmente menos estables que las moléculas de las que se han formado. Sus moléculas se han formado a lo largo de cambios que se han producido con un suministro externo de energía. (En último extremo, evidentemente, esta energía de todos los procesos deriva de la luz solar.) Un huevo puede legar a ser un pollo (que es más complejo y menos estable) sólo si se le incuba. Si se abandona a la influencia de los cambios espontáneos, su desorden aumenta y se pudre.

---

[18] No siempre es fácil detectar si una reacción se acompaña siempre de un incremento de desorden, especialmente si se disuelve un sólido iónico en el agua. Los iones sodio y los iones cloro están, evidentemente, mucho más desordenados cuando tienen libertad de movimientos en el interior de la disolución que cuando se encuentran firmemente situados en posiciones alternadas en un cristal de sal común. Pero, en cambio, el agua presenta menos desorden si tiene iones en su interior, porque una parte de las moléculas de agua toman posiciones ordenadas alrededor de los iones. No obstante, normalmente el incremento de desorden del sólido compensa y supera el incremento de orden del agua, con lo que se da un incremento neto de desorden al disolver una estructura iónica en agua.

CAMBIOS QUE ECHAN CHISPAS

Una mezcla de hidrógeno y oxígeno es peligrosamente inflamable. Si se pone en contacto con una llama, detona, desprendiendo mucho calor, así como luz y sonido. Por pequeña que sea la chispa, provoca la explosión. Así, por ejemplo, se supone que la explosión del dirigible *Hindenburg*, lleno con hidrógeno, a consecuencia de la cual murieron 36 personas, en 1937, la provocó el calor de fricción generado cuando el dirigible tan sólo rozó con un mástil.

Dos moléculas de hidrógeno se combinan con una molécula de oxígeno para dar dos moléculas de agua, por lo que este cambio provoca una disminución del número de partículas presentes; y como las moléculas de gas tienen mucha libertad de movimiento, la reducción de moléculas de gas viene asociada a una reducción del grado de desorden. No obstante, la reacción se produce porque las fuerzas del interior de la molécula de agua son mucho mayores que las que se dan entre dos átomos de hidrógeno, o entre dos átomos de oxígeno. Así, deducimos que no sería posible que el hidrógeno existiera en presencia de oxígeno. Dado que los dos gases desprenden tanta energía cuando se combinan, ¿por qué no reaccionan inmediatamente entre sí cuando se mezclan? La cantidad de energía que se desprende en la explosión es muchas veces superior a la de la chispa inicial. La reacción entre hidrógeno y oxígeno es, ciertamente, espontánea, y no está «provocada» por una fuente exterior de energía. Además, la reacción reduce el grado de desorden global, por lo que parece que tendría que darse mejor a menores temperaturas. ¿Cuál es, entonces, el papel de la chispa?

Un conjunto de átomos de hidrógeno y oxígeno, dispuesto en la forma de moléculas H_2 y O_2, es inestable si se compara con los mismos átomos dispuestos en forma de moléculas de H_2O. Pero la mezcla de moléculas de hidrógeno y oxígeno se mantiene indefinidamente en esta condición inestable, de la misma manera que una pesada roca puede sostenerse en una pequeña concavidad de la cúspide de una montaña. La aplicación de muy poca energía, en forma de una

chispa en la mezcla explosiva, o si se empuja ligeramente la roca, desplazándola del hoyo, es suficiente para iniciar un cambio que desprende muchísima más cantidad de energía que la necesaria para iniciarlo.

Una mezcla de hidrógeno y oxígeno no estalla a la temperatura ambiente a no ser que se le suministre algo de energía, porque las moléculas de H_2 y O_2 son, en sí mismas, estables, si bien mucho menos que las moléculas de H_2O. La combinación del hidrógeno y del oxígeno no se produce por simple contacto entre las dos moléculas, sino por la reacción entre una molécula de oxígeno y un *átomo* de hidrógeno. A temperatura ambiente no hay, prácticamente, átomos de hidrógeno libres, por lo que no se da la reacción. Cuando se aplica una chispa a la mezcla, hay una pequeña región de ésta muy caliente, y algunas moléculas de hidrógeno se escinden, dando átomos. Estos átomos "atacan" a las moléculas de hidrógeno, y así sucesivamente. A lo largo de este proceso, se forman muchos átomos de hidrógeno y de oxígeno. Pero éstos existen sólo durante un breve instante, y, después, se combinan para dar las distribuciones más favorables, es decir, las moléculas de agua. La energía desprendida es suficiente para generar más átomos de hidrógeno libres, y la reacción procede con una creciente rapidez: se desprende mucha energía en muy poco tiempo, los gases se calientan mucho y se expanden rápidamente, con lo que la mezcla estalla.

Muchos materiales que usamos en nuestra vida cotidiana son inflamables: las mezclas de aire con papel, madera, algodón, gas combustible, cera, azúcar y gasolina, contienen más energía que la que tendrían los mismos átomos reordenados en forma de dióxido de carbono y agua. De ahí que, en principio, todos los materiales citados podrían arder espontáneamente al estar expuestos al aire. Por suerte, sin embargo, tales cambios se producen a una velocidad infinitamente lenta a temperatura ambiente. En definitiva: las temibles reacciones precisan que las iniciemos.

Algunas sustancias arden con extraordinaria facilidad: una simple chispa inicia la reacción de combinación de los

vapores de gasolina, o del gas doméstico, con el oxígeno. Pero, en cambio, un buen leño no arde hasta que se ha calentado durante un buen rato. En cualquiera de los citados combustibles sólo una muy pequeña parte de sus moléculas tiene suficiente energía como para reaccionar con el oxígeno a temperatura ambiente. No podemos observar ningún cambio porque la velocidad a la que se daría depende de la concentración de las partículas que tienen suficiente energía para “atacar” a otras. La concentración de todas y cada una de las especies químicas de alta energía que participan en el cambio aumentan su concentración a medida que la temperatura se eleva. Así, la velocidad de cualquier reacción química aumenta siempre al elevar la temperatura. Por la misma razón, la velocidad de una reacción química se acelera normalmente con la concentración de las sustancias reaccionantes o reactantes. Si en la reacción participa un sólido, su velocidad se incrementa con su área superficial. Es más fácil que ardan virutas de madera que un listón. Los grandes cristales de azúcar moreno se disuelven en agua más lentamente que la misma cantidad de azúcar granulado, porque la interpenetración entre las moléculas de azúcar y las de agua sólo se producen en la superficie de los cristales. El agua no tiene acceso a las moléculas de azúcar del interior de un cristal.

DESTINO Y VELOCIDAD

Nos referiremos ahora a diversos factores que determinan lo que ocurre si dos o más sustancias se ponen en contacto entre sí. Las sustancias sólo reaccionan si los productos de la reacción son más estables que las sustancias iniciales. Se consigue un incremento global de la estabilidad si se incrementa el grado de desorden, o la intensidad de las fuerzas de cohesión, o una combinación de ambos factores. El cambio de estabilidad de las sustancias iniciales a los productos de la reacción depende esencialmente de la naturaleza de las distintas sustancias implicadas: el aceite y el agua no se mezclan; y el agua y el alcohol, sí. La temperatura también es

importante, especialmente si se da un considerable cambio del grado de desorden. Determinadas sustancias se descomponen al calentarlas, como en el famoso método de Priestley, de obtención de oxígeno, calentando óxido de mercurio rojo. Cuando se eleva la temperatura, el desorden del gas oxígeno y del mercurio líquido, respecto a la ordenada estructura del óxido sólido, se hace más favorable. El óxido, así, se descompone en sus elementos constituyentes.

La concentración de las sustancias participantes también reviste mucha importancia. El incremento de estabilidad que se consigue cuando se disuelve sal en agua es mucho mayor que si la misma cantidad de sal se disuelve en una disolución de salmuera; cuanto más concentrada sea la salmuera, hay menos cambio de estabilidad. Si no existe diferencia de estabilidad entre el sólido y la salmuera, la solución se halla saturada y, en consecuencia, disuelve más sal. El incremento de estabilidad es el resultado del incremento del grado de desorden, por lo que la concentración de una disolución saturada de sal común en agua aumenta al elevar la temperatura.

Se da también una parecida situación de equilibrio en muchas reacciones químicas que se producen en un recipiente cuando los productos de la reacción permanecen en contacto con las sustancias iniciales. La concentración de tales productos aumenta a expensas de los reactantes, por lo que las diferencias de estabilidad decrecen a medida que se alcanza el punto de equilibrio. Si hay una gran diferencia de estabilidad entre los productos puros y los reactantes puros, el punto de equilibrio no se consigue hasta que los reactantes no reaccionan en la formación de agua a partir de oxígeno e hidrógeno. Veremos el otro caso extremo si tomamos como ejemplo la disociación de ácido acético en sus iones. El ácido no disociado es mucho más estable que una disolución que contenga la misma concentración de iones hidrógeno y acetato. Independientemente de que preparemos la disolución de ácido acético partiendo de moléculas (haciendo pasar ácido acético gaseoso a través de agua) o a partir de iones (mezclando iguales cantidades de ácido clorhídrico y de acetato

sódico), la disolución de ácido contendrá moléculas e iones. Las cantidades presentes de unas y otras cumplirán la condición de que la energía de las moléculas no disociadas y la de los iones sea la misma. Como el ácido no disociado es, con mucho, la forma más estable, el punto de equilibrio se conseguirá cuando la disolución contenga una pequeña concentración de iones en presencia de un gran exceso de molécula de ácido acético. De ahí que si el ácido se obtuvo a partir de su vapor, se disociarán sólo unas cuantas moléculas del mismo. En cambio, si se había preparado a partir de los iones, la gran mayoría de éstos se habrá apareado. El punto final exacto dependerá de la temperatura y de la concentración total de ácido. Como hemos visto, la posición del punto final depende de la estructura química, de la temperatura y de la concentración total. También la presión es un factor importante, especialmente en los cambios que involucran gases, puesto que afecta a su concentración. (Los líquidos y los sólidos, que se comprimen mucho menos, están mucho menos influidos por los cambios de presión.) Una vez se ha alcanzado el punto de equilibrio, no se producen más cambios, porque ya se ha alcanzado el mayor incremento posible de la estabilidad. Un desplazamiento en cualquier dirección requeriría el suministro externo de energía, por lo que no es posible que se dé espontáneamente.

Otro factor distinto es la velocidad a la que se desarrolla una reacción: depende asimismo de la composición química de las sustancias que participan en ella, y de la concentración, la temperatura y la presión. No obstante, la velocidad de una reacción no se ve afectada por la diferencia de estabilidad entre productos y reactantes: sólo depende de la energía que debamos añadir a las sustancias iniciales para activarlas. Cualquiera que sea el valor de esta energía de activación, si se eleva la temperatura se incrementa el número de partículas capaces de reaccionar; y el incremento de la concentración de una o más de las sustancias iniciales incrementa también el número de partículas activadas. Por lo tanto, casi todas las reacciones químicas aumentan su velocidad cuando se incrementan la temperatura y la concentración.

Hay una considerable escala de velocidades a las que se producen las reacciones químicas. En un extremo podemos considerar la disociación de las moléculas de ácido acético, que ocurre de una forma extraordinariamente rápida (aunque en muy poca extensión); en el otro extremo, tenemos la mezcla de hidrógeno y oxígeno, que persiste indefinidamente y sin modificación a la temperatura ambiente. Pero una vez se ha iniciado el proceso, reacciona una gran proporción de las sustancias iniciales.

SI SE BAJA EL LISTÓN

Determinadas reacciones químicas se aceleran sin aumentar ni la concentración de los reactantes ni su temperatura. Por ejemplo, una mezcla de gas ciudad y de aire arde cuando la tocamos con una "varita de gases" de uso doméstico. Esta "varita" no contiene un dispositivo que provoque una chispa eléctrica, ni un filamento caliente, sino sólo una varilla de un metal finamente dividido Las moléculas de la mezcla de gases son absorbidas por la superficie del metal, con lo que se da una mucho mayor probabilidad de que reaccionen entre sí cuando están en posiciones adyacentes sobre la varita que si se mueven libremente en el gas. Por ello, en presencia de una superficie activadora, algunas moléculas del gas se combinan con el oxígeno a una velocidad apreciable, incluso a la temperatura ambiente, lo que proporciona suficiente energía como para que queme el resto de la mezcla. La superficie del metal ha actuado como paso intermedio mediante el cual la reacción se ha llevado a cabo más fácilmente. La energía que necesita una partícula para reaccionar ha disminuido, con lo que en la reacción participan más partículas. A una temperatura dada, la reacción se produce más rápidamente, o. dicho de otro modo, la temperatura que se necesita para iniciar la reacción es menor. La superficie del metal actúa como *catalizador*, es decir, como sustancia que altera la velocidad de la reacción sin modificar la posición final de equilibrio. Los catalizadores revisten enorme importancia en la industria

química, y, al igual que en la varita de gases, actúan normalmente proporcionando superficies sobre las que las partículas reaccionantes se absorben Además, los catalizadores suministran vías de menor energía mediante las cuales se producen las reacciones en disolución. Los enzimas, que ejercen un fino control de las velocidades de los cambios fisiológicos, son catalizadores de ese tipo. Si bien los catalizadores se combinan con otras sustancias a lo largo de la reacción, al final de ésta se regeneran. Como prácticamente no se gastan, sólo se necesitan pequeñas cantidades de catalizadores. No obstante, pueden desactivarse o envenenarse a causa de la presencia de restos de diversas sustancias. Los enzimas son muy sensibles a la temperatura. Por ejemplo, la leche debe estar a una temperatura muy cercana a la del cuerpo si ha de transformarse, mediante el enzima del cuajo, en cuajada.

VELOCIDADES EXTREMAS

La posibilidad de emplear catalizadores para ajustar la velocidad de una reacción química, nos ofrece una vasta gama de posibilidades. Como hemos visto, la combinación del oxígeno con el hidrógeno desprende una gran cantidad de energía. Cuando quema el hidrógeno líquido en oxígeno líquido, se desprende energía rapidísimamente (esta mezcla se emplea como combustible de cohetes). La misma combinación, ahora entre hidrógeno y oxígeno gaseoso, se da a velocidades lentísimas a la temperatura ambiente, si ambos gases se encuentran absorbidos sobre adecuadas superficies metálicas. Hay un desprendimiento paulatino de energía que se aprovecha para originar electricidad en una cápsula espacial. Podemos recuperar una mayor proporción de la energía disponible, cuando la reacción se desarrolla gradualmente. Cuando ocurre una explosión, una apreciable cantidad de la energía se desprende en forma de luz y de ruido. (El sonido de una explosión está provocado por la rápida expansión de los gases calientes. Dicha expansión provoca zonas alterna-

das de alta y baja presión que se desplazan por el espacio desde el punto en que se ha liberado la energía.)

La combinación del oxígeno con los azúcares se desarrolla, según sean las circunstancias, a velocidades muy distintas. El azúcar contiene los elementos carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando se calienta suficientemente en el aire, arde con llama visible, siempre que exista una fuente de oxígeno, y los azúcares queman originando dióxido de carbono y agua, con un gran desprendimiento de energía. Reacciones similares se producen durante la respiración de los organismos vivos, a temperaturas mucho menores que las que se necesitan para que arda el azúcar. En la respiración se desprende energía muy lentamente, y la combinación del oxígeno con los azúcares se desarrolla durante un gran número de etapas. En el otro extremo, el azúcar se combina con gran rapidez con el oxígeno. Se fabrica un explosivo, aunque muy primitivo, mezclando azúcar con clorato sódico ($NaClO_3$), sustancia empleada como herbicida. Si aproximamos una llama a la mezcla, una pequeña porción del clorato se descompone, originando oxígeno y cloruro sódico. Este oxígeno se combina con el azúcar, y el calor desprendido proporciona más oxígeno libre, y así sucesivamente. En definitiva: se desprende una considerable cantidad de calor en un corto espacio de tiempo. Esta reacción se acompaña de un notable incremento de desorden porque se forma un gran número de moléculas de gas y no se consume ninguna, de modo que la rápida formación de gases calientes provoca la explosión. Muchas reacciones explosivas se inician mediante un detonador mecánico, así como mediante un filamento calentado eléctricamente o con una mecha encendida.

En resumen: en principio, una reacción puede darse espontáneamente hasta su punto de equilibrio si los productos son más estables que los reactantes. Hasta qué extremo una reacción se ha completado cuando ha alcanzado su punto de equilibrio depende de la diferencia de estabilidad entre los productos y los reactantes, y en esta diferencia influye la temperatura, en un grado que depende del cambio de aleatoriedad durante la reacción.

La velocidad a la que una reacción química se produce depende de la diferencia de energías entre las sustancias iniciales y las especies reactivas que actúan como intermediarias. Esta diferencia se ve muy influida por la presencia de catalizadores, que actúan como intermediarios adicionales. La velocidad de muchas reacciones químicas aumenta al incrementarse la concentración o la temperatura. Podemos obtener la máxima cantidad de energía útil cuando la reacción química se desarrolla muy lentamente, si bien las reacciones más rápidas tienen importantes aplicaciones.

XVIII. MATERIA Y ELECTRICIDAD

Cualquier comentario sobre el comportamiento eléctrico de la materia debe tener en cuenta las diversas respuestas que presentan los materiales si se encuentran sometidos a una fuente exterior de energía eléctrica, y debe también tener presentes las distintas formas en que las sustancias se combinan para actuar como "baterías", y actuar en sí mismas como fuentes de voltaje eléctrico.

Las diversas respuestas que se obtienen si aplicamos un voltaje eléctrico a las materias depende de hasta qué punto éstas son conductoras eléctricas, y si se descomponen cuando les aplicamos corriente. Ambos procesos vienen determinados por la estructura de la materia, así como por la naturaleza y la magnitud del suministro de energía eléctrica.

Las distintas sustancias conducen la electricidad en grados muy distintos. La mayor parte de metales son muy buenos conductores eléctricos, y, en cambio, la mayor parte de polímeros naturales, los plásticos artificiales y los materiales cerámicos, son tan malos conductores de electricidad que se emplean como aislantes. El ácido sulfúrico diluido, el agua y el aire conducen la electricidad con menos eficacia que los metales, pero mejor que la porcelana. (Si estos fluidos fueran aislantes perfectos, sería imposible cargar la batería de un coche, electrocutarse en el baño, o ser víctima de un rayo.) Pero mientras que nos basta con algunas pilas de linterna para hacer circular una corriente eléctrica a través de un ácido diluido, el aire sólo conduce la electricidad si se halla sometido a voltajes mucho mayores (normalmente del orden de los 10.000 voltios), generados por la descarga eléctrica de las nubes de tormenta.

"ELECTRICIDAD"

Si deseamos estudiar en qué se diferencian las distintas sustancias cuando pretendemos que por ellas circule electricidad, deberemos, primero, poseer una clara idea de qué es lo que ocurre cuando una corriente eléctrica fluye a través de la materia.

Sabemos que los componentes básicos de la materia son los átomos, y que cada uno de ellos está compuesto por un núcleo central rodeado por una nube electrónica. Una de las propiedades de los electrones estriba en que se repelen entre sí con una fuerza que disminuye en proporción al cuadrado de la distancia entre ellos. En lo que respecta a los núcleos atómicos, éstos se comportan de forma similar. En cambio, hay una fuerza de atracción, entre los núcleos y los electrones, que decrece asimismo en proporción a los cuadrados de las distancias entre partículas. Describiremos estas fuerzas de una forma cuantitativa si suponemos que las partículas tienen una denominada "carga eléctrica", que puede ser de dos tipos, positiva o negativa. A una distancia determinada entre dos partículas, la fuerza de repulsión entre éstas depende del producto de sus cargas. Si decimos que las cargas positivas están precedidas del signo + y las cargas negativas del signo –, dos partículas, entonces, que llevan el mismo tipo de carga se repelen entre sí, mientras que las que tienen carga de tipos opuestos se atraen.

La carga eléctrica, análogamente a la masa, es una propiedad fundamental de la materia. Podemos emplear este concepto de carga eléctrica para describir muchos aspectos del comportamiento de la materia, pero en absoluto lo aplicaremos en términos sencillos. Por ahora no podemos hacerlo.

Convencionalmente, la carga eléctrica de un núcleo atómico es "positiva" y la de un electrón es "negativa". La carga eléctrica más pequeña que se conoce es la de un único electrón, por lo que su carga se representa por –1. La carga total de la nube eléctrica de un átomo de helio será –2, porque contiene dos electrones, y así sucesivamente.

Veremos en la página 315 que los núcleos están formados por un conjunto de partículas, de entre las cuales unas cuantas, pero no todas, tienen carga eléctrica. La fuerza entre una de estas partículas cargadas y un electrón es de la misma intensidad que la fuerza entre una pareja de electrones que se encuentren a la misma distancia. La diferencia estriba en que la primera es una fuerza de atracción, y la segunda, de repulsión. La carga de una partícula nuclear será, por lo tanto, de +1. Como la carga eléctrica de un núcleo atómico depende sólo del número de partículas cargadas que contiene, su carga siempre implica un número entero positivo, que será un múltiplo entero de la carga de un electrón.

En cualquier átomo, el número de electrones en su nube periférica es igual al número de cargas positivas del núcleo. Todos los átomos, y todas las moléculas obtenidas a partir de los mismos, son, por ello, eléctricamente neutros. Pero si un átomo, o una molécula, gana uno o más electrones, se vuelve ion cargado negativamente, y si pierde electrones se transforma en un ion cargado positivamente. Los iones, como los electrones y los núcleos, muestran tendencia a desplazarse hacia las partículas que tengan una carga eléctrica opuesta, y, asimismo, tendencia a separarse de las partículas de su misma carga.

El movimiento de las cargas eléctricas en el seno de un material constituye un flujo de corriente eléctrica. Como la carga de un objeto cambia únicamente si gana o pierde partículas cargadas, el flujo de corriente eléctrica debe estar siempre asociado al movimiento de partículas cargadas. Los núcleos atómicos aislados no son sustancias que encontremos en nuestra vida cotidiana, por lo que el paso de corrientes eléctricas a través de los materiales más comunes siempre se debe al movimiento de los electrones o de los iones cargados positiva o negativamente.

Determinadas materias pierden o ganan con facilidad electrones cuando se las somete a frotamiento, y adquieren entonces una cierta carga eléctrica. Si la sustancia en cuestión es mala conductora de la electricidad, la aludida carga no se mueve en forma de flujo de corriente eléctrica a través

del material, sino que queda en una determinada posición en forma de "electricidad estática", hasta que el exceso de electrones de la sustancia cargada negativamente salte a través de la capa de aire que la rodee y neutralice la carga positiva de un trozo de material cercano al que le falten electrones. Esta neutralización de cargas opuestas se acompaña de relámpagos y chispas: es, por así decir, una tormenta eléctrica en miniatura. Las ropas fabricadas con fibras sintéticas se cargan con cierta facilidad, mientras se llevan puestas o, sobre todo, cuando se secan en un secador rotativo. A veces se ven saltar chispas cuando nos despojamos de las ropas en la oscuridad.

CONDUCTORES ELÉCTRICOS

La corriente eléctrica consiste en el movimiento de las partículas cargadas, de modo que una sustancia sólo conduce la electricidad si contiene partículas cargadas con libertad de movimiento Los mejores conductores son las sustancias que poseen electrones móviles, y no iones móviles, porque la relación de carga a masa es mucho mayor para los primeros que para los segundos. Para una entrada determinada de energía, un electrón se mueve mucho más rápidamente que cualquier ion.

Los metales son los conductores eléctricos más efectivos que se conocen, puesto que poseen electrones móviles en su nube electrónica comunitaria. Cuando desciende la temperatura, los iones positivos de la estructura vibran con menos violencia y ofrecen menor resistencia al flujo de electrones de las nubes electrónicas. De ahí que los metales sean mejores conductores de la electricidad cuando se enfrían.

Si los metales se enfrían a temperaturas muy bajas, sus iones vibran de tal forma que sus movimientos favorecen, en vez de frenar, el flujo de electrones. A los metales en este estado se les denomina "superconductores", y no ofrecen la menor resistencia al paso de la electricidad. Una corriente fluye indefinidamente a lo largo de un superconductor anular

sin que debamos suministrarle energía eléctrica. (No obstante, necesitamos proporcionar gran cantidad de energía para mantener al metal a la baja temperatura que se requiere.)

Muchos otros sólidos no conducen, prácticamente, la electricidad. Algunos de ellos, como la sal, están compuestos por iones, y como éstos se ubican en puntos fijos, sólo vibran, pero no se desplazan de un lugar a otro. En otros sólidos, como la cera y el yodo, las unidades básicas son moléculas sin carga eléctrica. Las estructuras del tipo del diamante y los silicatos son también aislantes eléctricos al no contener iones, y sus nubes electrónicas ocupan regiones definidas del espacio. Fuera de éstas hay muy poca probabilidad de que existan electrones, por lo cual habrá muy poco movimiento de electrones en los sólidos. En cambio, el grafito conduce la electricidad, si bien peor que los metales. Los electrones del grafito se mueven a causa de las nubes electrónicas que se encuentran entre cada una de las capas de átomos de carbono.

El tipo de sólidos denominados semiconductores se emplea en la fabricación de transistores. Muchos de ellos tienen un pequeño exceso de electrones, o bien algunos “huecos” en los que los electrones se mueven. Estas irregularidades se producen a través de todo el cristal, por lo que constituyen un flujo de corriente eléctrica. Los electrones fluyen más libremente si la temperatura aumenta y se desordena el sólido. Por ello, los semiconductores, a diferencia de los metales, son mejores conductores si la temperatura se eleva. Dado que su conductividad se debe a defectos de la ordenación de la estructura, no resulta nada sorprendente que el comportamiento de los semiconductores sea muy sensible a la presencia de reducidas o mínimas cantidades de impurezas en su seno.

CONDUCTORES LÍQUIDOS

Los metales líquidos, como los sólidos, son extraordinariamente buenos conductores de la electricidad porque tienen

electrones comunitarios muy móviles. El mercurio, así, se utiliza mucho en el laboratorio para determinados tipos de conexiones eléctricas. Los iones ocupan posiciones fijas en la sal sólida, pero se mueven libremente si aquella estructura, tan ordenada, se descompone. Entonces, la corriente eléctrica fluye a través de las sales fundidas, o de las disoluciones de sales en agua. Como los iones son mucho más pesados que los electrones, los líquidos que contienen iones positivos y negativos son peores conductores que los metales líquidos. La propia agua conduce la electricidad porque contiene iones hidrógeno e hidroxilo, pero es un conductor mucho peor que los otros líquidos que hemos mencionado porque en el agua hay sólo un pequeño porcentaje de moléculas escindidas en iones. Los líquidos tales como las parafinas, el aire líquido o el jarabe no conducen la electricidad porque no contienen iones libres.

Cuando se mueven los electrones a través de un metal, pueden colisionar con los iones positivos menos móviles, y hacerlos vibrar más violentamente. De la misma forma, los iones que se mueven a través de un líquido chocan con otros iones. En ambos casos, aumenta la temperatura cuando circula una corriente eléctrica a través de la sustancia de que se trate. Este efecto se utiliza en muchas formas de dispositivos eléctricos de calefacción, desde los hornos industriales y los pequeños calefactores de laboratorio, hasta aplicaciones domésticas: cocinas eléctricas, calentadores eléctricos de agua, planchas y freidoras. En las bombillas eléctricas se produce luz y calor cuando la corriente eléctrica circula a través del filamento.

Un fusible está constituido por una aleación que funde cuando pasa por ella una corriente eléctrica demasiado fuerte, pero permanece sólido si la que pasa es una cantidad de electricidad aceptable. Si en un circuito que contiene un fusible de este tipo se produce un cortocircuito, el hilo del fusible funde y la comente eléctrica queda interrumpida.

LA FUERZA ELÉCTRICA TRABAJA

Las partículas cargadas no se mueven espontáneamente a través de una sustancia pura, sino que han de ser impulsadas mediante una pila o un generador eléctrico. La fuerza impulsora actúa en una sola dirección o está formada por una serie de rápidos impulsos oscilantes. Una batería eléctrica proporciona un impulso eléctrico estacionario. Los cambios químicos que se producen en el interior de una batería provocan la aparición de una carga eléctrica. El exceso de electrones que se acumula en un terminal de la batería le proporciona una carga negativa. El otro terminal presenta una deficiencia de electrones, y queda cargado positivamente. Si se coloca un conductor eléctrico entre los terminales de la batería, el extremo negativo de ésta repele los electrones y los iones negativos, pero atrae a las partículas cargadas negativamente y repele a los iones positivos. Si hemos dispuesto un conductor eléctrico metálico, hay un flujo de electrones desde el terminal negativo a través del metal, y que vuelve a la batería a través del terminal positivo. El flujo de electrones a través de un conductor metálico se parece bastante al flujo del agua en un sistema cerrado de tubos; la batería actúa como si fuera la bomba de circulación.

La situación es muy distinta si la corriente eléctrica es conducida por el movimiento de iones y no de electrones. Supongamos que los terminales de la batería están conectados a dos barras de un conductor eléctrico no reactivo, como el grafito o el oro, que se halla sumergido en una sal fundida. Los iones sodio, cargados positivamente, de la sal, son atraídos hacia la barra que se encuentra conectada al terminal negativo. Cuando los iones tocan la barra, atrapan algunos de los electrones que aquélla tenía en exceso. Los iones sodio y los electrones que han atrapado se unen formando sodio metálico. De la misma forma, los iones cloruro, cargados negativamente, circulan hasta la barra cargada positivamente, ceden algunos de sus electrones y se forman moléculas no cargadas de gas cloro. El cloruro de sodio fundido se escinde

así en sus elementos químicos cuando a su través circula una corriente eléctrica.

Los iones son mucho más pesados que los electrones, por lo que se mueven más lentamente. De ahí que la conductividad eléctrica de las sales fundidas sea mucho menor que la de los metales. El voltaje que necesitamos aplicar para producir un flujo dado de corriente eléctrica a través de una sal fundida depende no sólo de la movilidad de los iones, sino también de la facilidad con que éstos ganen o pierdan electrones. Según hemos visto ya, el ion sodio Na^+ es muy estable, y únicamente podemos forzarlo a ganar un electrón si le aplicamos una considerable energía eléctrica. El sodio metal, que se obtiene de esta forma a partir de las sustancias que contienen iones sodio, no fue descubierto hasta que, a principios del pasado siglo, se inventaron baterías eléctricas. El aluminio es otro metal que se obtiene mediante la corriente eléctrica a partir de los minerales que contienen sus iones. En la actualidad se fabrica en regiones que disponen de energía hidroeléctrica económica, y tanto el aluminio como sus aleaciones se emplean a gran escala en, por ejemplo, la industria aeronáutica. Sin embargo, a mitad del siglo XIX era un metal de "lujo": Napoleón III poseía una cubertería de aluminio para los banquetes oficiales, y su hijo menor jugaba con un sonajero de aluminio...

SOLUCIONES CONDUCTORAS

Una disolución de cloruro de sodio en agua es un conductor eléctrico mucho peor que las sales fundidas puras porque contiene muchos menos iones. Como vimos antes, sólo una molécula de agua de cada 550 millones se escinde dando iones H^+ y OH^-.

Cuando introducimos dos barcas de carbono en el interior de una disolución salina y las conectamos a una batería eléctrica, los iones Na^+ y H^+ cargados positivamente se mueven hacia la barra en la que existe exceso de electrones, y los iones Cl^- y OH^-, cargados negativamente, se mueven hacia la

barra a la que faltan electrones. En este caso hay dos tipos de ion dirigiéndose hacia cada una de las barras, y la situación es más compleja que en el caso de la sal fundida. En la barra cargada negativamente habrá un conjunto de iones sodio con una concentración mucho menor de iones hidrógeno. Pero estos iones hidrógeno ganan electrones, dando moléculas de hidrógeno gaseoso mucho más fácilmente que los iones sodio, para formar sodio metálico. Por lo tanto, a pesar de la baja concentración de iones hidrógeno en la salmuera, se formará hidrógeno y no sodio. Cuando se vayan consumiendo los iones hidrógeno, otras moléculas de agua se dividirán y suministrarán nuevos iones de éste.

Hay asimismo dos posibles formas por las que se transfieren los electrones desde los iones negativos hasta la barra positiva. Dos iones cloruro pueden formar una molécula de cloro gas, como ocurría en la sal fundida, pero también es factible que ocurra lo siguiente: 4 iones hidroxilo pierden sus electrones sobrantes y forman una molécula de gas oxígeno junto con dos moléculas de agua. Como los iones cloruro e hidroxilo tienen tendencias análogas a perder sus electrones, lo que determinará lo que ocurra será la concentración relativa de los iones. En una disolución acuosa de sal hay inicialmente muchos más iones cloruro que iones hidroxilo y, por lo tanto, serán los iones cloruro los que perderán primero sus electrones. Pero, a medida que se vaya liberando cloro en la barra positiva, la concentración de los iones cloruro irá decreciendo. Además, en la barra negativa se va desprendiendo hidrógeno, con lo que se dividen más moléculas de agua y aumenta la concentración de iones hidroxilo. Al cabo de un tiempo de circular la corriente eléctrica, ha cambiado notablemente la concentración relativa de los iones hidroxilo y cloruro, con lo que se forma una cantidad apreciable de oxígeno, además de cloro. A medida que se desarrolle la reacción, la relación de oxígeno a cloro irá en aumento.

Se desarrollan unas reacciones muy distintas cuando la corriente eléctrica pasa a través de una disolución de sulfato de cobre en agua. Como siempre, el terminal cargado negativamente atrae a los iones positivos, en este caso los iones

hidrógeno y cobre. Estos últimos muestran una tendencia mucho mayor a ganar electrones que los iones hidrógeno, por lo que se depositará cobre metálico, sin desprendimiento de hidrógeno. El terminal cargado negativamente se recubre de cobre. Mediante una adecuada elección de las condiciones, se pueden recubrir de esta forma los objetos metálicos con una capa muy compacta de algún metal, como, por ejemplo, cobre, cromo, o algún metal precioso. En el terminal positivo se desprende oxígeno gas porque los iones hidroxilo pierden sus electrones mucho más fácilmente que los iones sulfato.

CONDUCCIÓN ELÉCTRICA EN LOS GASES

Los gases normalmente no contienen partículas cargadas, por lo que son unos eficaces aislantes. No circula corriente entre los terminales de una batería de coche, a no ser que cerremos el circuito con algún material conductor. La más pequeña interrupción del circuito impide el paso de partículas cargadas. Entonces, ¿cómo los rayos atraviesan el aire?

De hecho, a los gases les es posible conducir la corriente eléctrica, pero sólo si la fuerza impulsora eléctrica es lo suficientemente fuerte como para eliminar algunos electrones de las partículas de gas. El gas contiene entonces electrones e iones cargados positivamente, y también átomos o moléculas sin carga eléctrica. De forma parecida al caso de los conductores líquidos, los electrones se desplazan hacia el terminal negativo. Pero los iones se mueven mucho más lentamente que los electrones, por lo que el movimiento de aquéllos contribuye muy poco al flujo de la corriente eléctrica a través de un gas. Las partículas de carga opuesta formadas inicialmente se recombinan con rapidez, a no ser que el gas esté a una presión muy baja, hasta el punto de que los iones se encuentren relativamente muy alejados entre sí. A la presión atmosférica se precisan unos voltajes muy elevados para conseguir que un gas conduzca la corriente eléctrica.

Durante una tormenta, la diferencia de concentración de electrones entre dos nubes, o entre una nube y el suelo, es

suficiente como para eliminar electrones de alguna de las moléculas del aire situado entre las dos zonas. La descarga de un relámpago implica el flujo de electrones entre dos nubes cuyos voltajes difieran en más de 10.000 voltios. Los relámpagos ramificados se producen debido al flujo de electrones entre distintas zonas cargadas de la atmósfera y la superficie de la Tierra. No resulta extraño que la corriente fluya normalmente entre las nubes y los objetos que se elevan del suelo. Los edificios puntiagudos y los árboles solitarios son especialmente vulnerables.

DISTINTOS TIPOS DE CORRIENTE

Hasta ahora hemos considerado sobre todo el que las partículas cargadas circulen a través de las materias a causa de la diferencia de concentraciones de electrones entre los terminales de una batería eléctrica. Cuanto mayor sea la diferencia de carga entre los dos terminales, mayor será la fuerza eléctrica impulsora (o "voltaje"), y, por lo tanto, más corriente pasará a través de una determinada cantidad de material. Basta con una pequeña diferencia en la concentración de electrones para que se produzca un apreciable movimiento de electrones a través de un fino hilo de cobre, pero se necesitan voltajes cada vez mayores para que una corriente eléctrica circule a través de un hilo de hierro, una sal fundida, una disolución de salmuera, el agua pura y el aire.

Cuando una batería eléctrica se encuentra en buenas condiciones de funcionamiento, la diferencia de concentración de electrones entre sus terminales permanece constante. Si empleamos la batería para que circule corriente por un circuito, el terminal positivo atrae siempre a las partículas cargadas negativamente y repele a las cargadas positivamente. A medida que una batería se gasta, su voltaje decrece y, en consecuencia, ha de ser recargada.

No obstante, la mayor parte de la electricidad que empleamos está producida por un generador, y no por una batería. Cuando circula corriente eléctrica, procedente de un

enchufe, a través de una bombilla o de un elemento de calefacción, no existe un flujo constante de electrones u otras partículas cargadas de uno de los bornes hacia el otro: en lugar de esto, los electrones oscilan rápidamente, reflejando así los cambios de concentración de electrones que hay en los dos extremos del generador. El terminal "activo" tiene un exceso de electrones en un momento dado, seguido con mucha rapidez por una falta de electrones. El terminal "neutro", por su parte, no sufre ningún cambio.

Las sustancias que transmiten la corriente "continua" de una batería conducen también la corriente alterna que procede de un generador. Si las partículas cargadas se mueven libremente en una dirección, también oscilan libremente. A pesar de ello, hay una importante diferencia entre las formas con que los líquidos (las sales fundidas), las disoluciones y el agua conducen las corrientes continua y alterna. Cuando los iones oscilan bajo los efectos de un voltaje de corriente alterna, no existe un flujo constante de materia, por lo que se produce transferencia de electrones entre los terminales y los iones. De ahí que un líquido que contiene iones pueda conducir, casi sin descomponerse, una corriente alterna.

También un gas conduce la corriente alterna del mismo modo que conduce la corriente continua, siempre que el voltaje sea suficientemente elevado como para ionizarlo. Las luces callejeras contienen normalmente gases ionizados a baja presión: el vapor de sodio origina luz amarilla, y el de mercurio una luz brillante blanco azulada. También los tubos fluorescentes contienen vapor de mercurio. Las luces luminosas rojo-brillantes contienen gas neón y se emplean en señalizaciones.

FUENTES QUÍMICAS DE ELECTRICIDAD

La energía eléctrica se genera comercialmente mediante la rotación de un imán. Se necesita una fuente externa de energía para conseguir este movimiento. Los grandes generadores eléctricos operan, por lo general, mediante energía

hidráulica, carbón o energía nuclear. Las centrales más modestas utilizan combustibles derivados del petróleo o, más recientemente, el viento. Vimos antes que cuando se quema carbón o gasolina en aire se desprende una considerable cantidad de energía. En una central eléctrica, esta energía se convierte, inicialmente, en energía mecánica, y, después, en energía eléctrica.

Sin embargo, la energía química en una batería se transforma directamente en energía eléctrica, sin ninguna etapa mecánica intermedia. Sabemos que unos metales retienen sus electrones más firmemente que otros, como asimismo conocemos que algunos iones metálicos desprenden más energía que otros cuando se combinan con agua. Si un trozo de magnesio metal se sumerge en ácido diluido, se disuelve rápidamente y se producen burbujas de gas hidrógeno. La tendencia, por parte del magnesio, a perder electrones para dar iones Mg^{2+} es muy alta, así como la de estos iones para unirse al agua. Algunos de los electrones “abandonados” se combinan con los iones hidrógeno del agua para dar moléculas de hidrógeno. Algunos electrones quedan, no obstante, en el metal, dejándole una ligera carga negativa. Cuando se sumerge una lámina de cobre dentro del mismo ácido, no ocurre nada observable porque el cobre cede sus electrones con mucha menos facilidad que el magnesio. Dado que el cobre muestra una menor tendencia a formar iones, no llega a reaccionar con el ácido sulfúrico diluido. Cuando se colocan láminas de ambos metales en el ácido, y se unen sus extremos del exterior, algunos electrones sobrantes del magnesio se desplazan hacia el cobre. La corriente eléctrica que fluye entre los dos metales es suficiente como para encender la bombilla de una linterna, o para hacer deflagrar el bulbo de un “flash”. Estos dos metales sumergidos en ácido constituyen una muy simple fuente química de electricidad.

Esta celda química rudimentaria no resulta muy satisfactoria si pretendemos que tenga un uso comercial. Su vida activa dura solamente el breve período en el que queda aún algo de magnesio sin reaccionar en contacto con el ácido. Además, la mayor parte de los electrones liberados combinan

inmediatamente con iones hidrógeno y no se aprovechan en forma de corriente eléctrica. Y aún peor: esta reacción química no es reversible si hacemos que la corriente eléctrica circule a través de la celda, ya que ésta no es recargable, como la mayor parte de las pilas de linterna, con lo cual no podría aprovecharse para utilizarla en las baterías de coche.

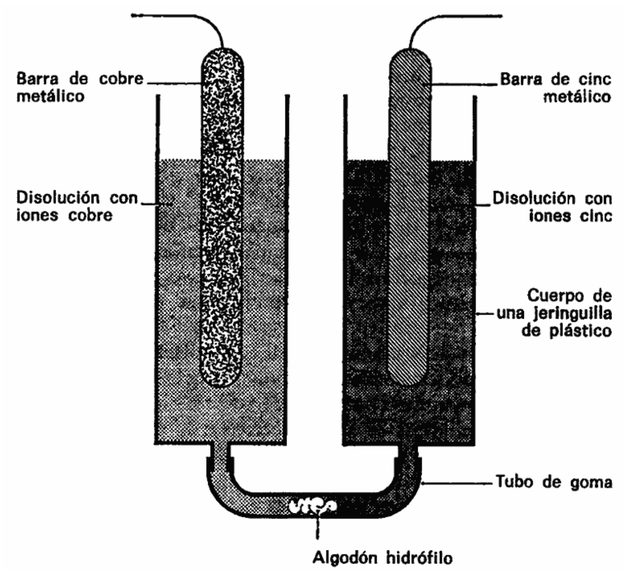


Fig. 94. Una pila eléctrica muy simple.

Una celda algo más compleja está representada en la figura 94. En dicha celda se sumerge un trozo de cinc metálico en una disolución que contiene iones de cinc (Zn^{2+}), y se sumerge también un trozo de cobre metálico en una disolución que contiene iones cobre (Cu^{2+}). Ambas soluciones están separadas por una barrera del tipo de algodón hidrófilo, o por un fragmento de porcelana no vitrificada, que permite el contacto entre las disoluciones, pero impide que se mezclen con rapidez. La reacción siguiente:

Metal $\rightleftarrows$ ion metálico
M M^{2+} (hidratado)
+ 2 electrones (que quedan en el metal)

se produce en ambos metales en una u otra dirección. La dirección y el grado de la reacción dependen especialmente del tipo del metal, pero también de la concentración de iones metálicos en la disolución. La reacción de izquierda a derecha es más fácil en el cinc que en el cobre, con lo que el cinc metálico acumula un pequeño exceso de electrones y se constituye como el terminal negativo de la celda. Cuando se conectan entre sí los dos terminales de la celda, por ejemplo a través de una bombilla de linterna, los electrones se mueven a través de la bombilla desde el cinc hacia el cobre. La energía eléctrica que circula por el circuito tiene su origen en la energía química desprendida debido a la reacción

Zn (metal) + Cu^{2+} (hidratado) → Zn^{2+} (hidratado) + Cu (metal) + ENERGÍA

Existen muy distintas reacciones químicas que se utilizan para suministrar energía eléctrica. Hemos visto que la formación de agua a partir de hidrógeno y de oxígeno desprende tanta energía que la mezcla de los dos gases explota al hacer saltar la chispa. En cambio, podemos provocar la reacción de esta otra forma: haciendo que borboteen los dos gases en el seno de agua o de un ácido diluido, sobre una superficie de un metal que actúe como catalizador.

Las reacciones que se producirán son:

½ H_2 (gas) → H^+ (hidratado) + electrón (en el metal)

y

½ H_2O (líquido) → H^+ (hidratado) + ½ O_2 (gas) + electrón (en el metal)

La primera se desarrolla en mayor extensión. Al cerrar el circuito, los electrones circulan procedentes del metal que

está en contacto con el hidrógeno. En este caso, la energía eléctrica viene dada por la energía química liberada en el cambio global

$$\frac{1}{2} H_2 \text{ (gas)} + \frac{1}{2} O_2 \text{ (gas)} \rightarrow \frac{1}{2} H_2O \text{ (líquido)} + \text{ENERGÍA}$$

Estas celdas, conocidas con el nombre de “pilas de combustible”, se emplean para suministrar energía eléctrica en los ingenios espaciales. El subproducto de la reacción se utiliza como bebida para la tripulación.

La mayor parte de las pilas que se disponen en las radios, las linternas, etc., son “secas” y no contienen una disolución líquida, sino una pasta húmeda. Normalmente, estas pilas contienen diversas celdas conectadas entre sí. Si están dispuestas en serie, es decir, que el terminal negativo de una celda se halla conectado con el terminal positivo de la siguiente, el voltaje producido supone la suma de los voltajes de cada una de las celdas.

Las pilas actúan de forma espontánea, por lo que los productos de la reacción química involucrada deben ser más estables que los materiales iniciales. En principio, los procesos espontáneos se emplean para obtener trabajo útil; las reacciones descritas proporcionan un flujo de electrones. Sin embargo, en las fuentes de electricidad no portátiles, se obtiene corriente eléctrica en el interior de un metal, por lo que también produce un flujo de electrones. Vemos, pues, que los electrones de una sustancia están, en cierto modo, relacionados con su comportamiento magnético. Consideraremos detalladamente esta cuestión en el siguiente capítulo.

XIX. ELECTRONES MAGNÉTICOS

Hemos visto que el movimiento de un imán provoca un flujo de electrones. De forma inversa, una corriente eléctrica genera magnetismo

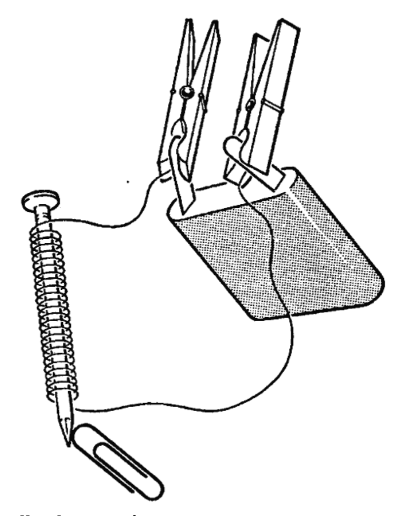


Fig. 95. Un sencillo electroimán.

Si colocamos un clavo de hierro en el interior de unas espiras de alambre (véase figura 95), y se hace pasar una corriente eléctrica por la bobina, el clavo actúa como imán durante el tiempo que circule corriente. Si frotamos un alfiler de acero con un imán, o simplemente lo tocamos con él, se vuelve magnético y permanece así durante un engorroso período de tiempo. Ambos ejemplos demuestran que podemos aplicar energía al hierro y al acero con el objeto de hacerles capaces de atraer a otros trozos de hierro y acero no magnéticos El cobre, el aluminio y muchos otros metales siguen inalterados en presencia de un imán permanente, o

ante la corriente eléctrica que circule por una bobina. ¿Por qué sólo los metales relacionados con el hierro, de entre tantos materiales, actúan como imanes?

ELECTROIMANES E IMANES PERMANENTES

El magnetismo reúne muchas facetas, y el fenómeno parece que acompaña siempre al movimiento de partículas cargadas eléctricamente. Cuando tenemos dos hilos paralelos por los que circula corriente eléctrica en la misma dirección, se atraen entre sí La fuerza de atracción se relaciona con el movimiento de los electrones en los hilos. Si fluye electricidad por un único hilo, esta carga móvil atrae, a causa del campo de influencia de la comente, a cualquier fragmento de hierro que se halle cerca del hilo. El campo de influencia (denominado también *campo magnético)* alrededor de un hilo enrollado en forma de bobina por el que circula electricidad, es muy fuerte en los extremos y el interior de la bobina. Así, el trozo de hierro que está en su interior se magnetiza. No resulta, pues, sorprendente que la potencia de un electroimán construido de esta forma aumente con la longitud del hilo y con la fuerza de la corriente.[19]

Un imán permanente produce un campo magnético similar al que rodea a un electroimán. En este caso, el campo magnético es especialmente intenso cerca de los extremos, o *polos,* del imán.

Aceptando, como hemos visto, que el magnetismo se halla, en cierto modo, asociado al movimiento de las cargas eléctricas, nos enfrentamos a dos delicadas cuestiones. Primero: ¿cómo podemos explicar la existencia de imanes permanentes, por los que no circula corriente?; segundo: ¿por qué un imán atrae los tornillos de acero pero no los de latón ni los de nylon?

---

[19] Esto se demuestra fácilmente si utilizamos un clavo de hierro (de unos 3 cm o más de longitud), algunas bobinas construidas con un hilo fino aislado, con distinto número de espiras, y pilas de linterna de distintos voltajes La intensidad del campo magnético se mide viendo cuántos clips o chinchetas puede sostener el electroimán.

Los experimentos realizados con imanes muy potentes han demostrado que no existe ningún tipo de sustancia inalterada frente a un campo magnético. Algunas sustancias son repelidas por el campo, mientras que otras son atraídas por él. De entre todas las que son atraídas, existen algunas, como el hierro y sus derivados, que pueden, a su vez, ser magnetizadas. Sólo este último grupo de sustancias se ve afectado de forma apreciable por los imanes, muy débiles, de que disponemos en casa y en los laboratorios escolares. Estas diferencias en el comportamiento magnético se deben principalmente a las existentes en la disposición de los electrones. El comportamiento magnético de los núcleos atómicos será considerado en el capítulo 21.

ELECTRONES GIRATORIOS

La materia es atraída o repelida por un campo magnético porque el campo del interior del material no posee la misma fuerza que el exterior. Si el campo interior es débil, el objeto tiende a alejarse del imán; si el campo interno es fuerte, el objeto se acerca al imán. Los electrones determinan el comportamiento magnético de una sustancia y provocan alteraciones en el campo aplicado.

Magnéticamente, un electrón se comporta como una carga eléctrica móvil. Del mismo modo que la Tierra gira alrededor del Sol, el electrón gira según dos distintos ejes: uno alrededor de su propio centro, y otro alrededor del núcleo del átomo. El primer tipo de rotación es denominado “spin”.[20]

Anteriormente vimos que las nubes electrónicas consistían en regiones separadas que se diferenciaban una de otra por la forma, por la orientación en el espacio, o por ambos factores. Cada región puede ubicar dos electrones, siempre que uno esté girando en dirección opuesta al otro (si pudiéramos ver los electrones, diríamos que uno gira sobre su eje

[20] La Real Academia Española acepta el término *espín*. pero aún no es de uso común.

en el sentido de las agujas del reloj, y el otro en el sentido contrario).

PARES DE ELECTRONES

Si todos los electrones de un átomo, una molécula o un ion están apareados en regiones completas de las nubes electrónicas, el efecto magnético de los electrones que giran en una dirección anula exactamente el efecto de los que giran en la otra. Cuando una sustancia que no contiene electrones desapareados se sitúa en un campo magnético, los "spins" de los electrones no se ven afectados. Pero las regiones que contienen pares de electrones se inclinan ligeramente, y este movimiento de cargas eléctricas produce un pequeño campo magnético que se opone al campo exterior. Podemos pensar, entonces, que los pares de electrones toman posiciones en las que protegen el material del efecto del campo magnético aplicado desde el exterior. No obstante, el campo interno es mucho más débil que el exterior, y la muestra se ve repelida por el imán.

ELECTRONES NO APAREADOS

Cuando una sustancia contiene uno o más electrones no apareados, normalmente la carga giratoria no hace que estas sustancias actúen como imanes permanentes, porque la agitación térmica provoca que los "spins" de los electrones se orienten al azar en todo el material. Pero si colocamos el material en un campo magnético, todos los electrones giratorios se alinean con el campo magnético de la misma forma que las brújulas se alinean en el campo magnético de la Tierra. El efecto magnético de los electrones giratorios refuerza al campo externo, con lo que el objeto es atraído por el imán. Tan pronto como el campo magnético se elimina, los "spins" electrónicos se orientan de nuevo al azar. Este efecto, si bien es muy pequeño, es mucho mayor que el comportamiento descrito anteriormente. Se emplea para obtener información

sobre el número de electrones no apareados de las moléculas y de los iones. Así, es posible recibir una importante información acerca de la orientación espacial de las regiones parcialmente llenas de las nubes electrónicas. Muchas sustancias, como los iones metálicos que tienen incompletas sus nubes electrónicas penúltima e interiores, se han estudiado empleando este método.[21]

ELECTRONES GIRATORIOS EN EL HIERRO

Los electrones no apareados del oxígeno refuerzan un campo magnético exterior, y lo mismo ocurre en el hierro y el acero. El efecto es centenares de veces superior en estos metales que en las otras materias. Es tan fuerte que, una vez magnetizadas, las piezas de hierro y acero ejercen un campo magnético propio, incluso cuando se ha eliminado el campo magnético exterior Este tipo de comportamiento se denomina *ferromagnetismo.*

Lo que ocurre es que el campo magnético producido por un ion del hierro metálico es lo suficientemente intenso como para que interaccione con otro ion de sus proximidades. Los dos iones se alinean, y sus campos magnéticos se refuerzan entre sí. Este campo magnético reforzado afecta a más iones, que a su vez se alinean e incrementan el campo global, y así sucesivamente.

En el hierro sólido hay 4 o incluso 5 electrones no apareados asociados a cada ion. Como en otros metales, estos iones se hallan apretadamente dispuestos. El ferromagnetismo, a pesar de su nombre, no es exclusivo del hierro y del

---

[21] Las mediciones magnéticas nos han ayudado a explicar las diferencias del comportamiento químico de los dos principales gases del aire. Los experimentos demostraron que la molécula de oxígeno (O_2) refuerza a un campo magnético de tal forma que evidencia que dos de los 16 electrones que posee están desapareados. Por ello, la molécula debe contener 7 pares de electrones y otros 2 electrones no apareados, y no 8 pares de electrones, que era lo que se suponía. Estos 2 electrones no apareados explican la reactividad del oxígeno, y en parte son los responsables de los intercambios de energía durante los procesos de combustión y respiración. La molécula de nitrógeno (N_2.) es mucho menos reactiva que la del oxígeno, y como un campo magnético la repele ligeramente, deduciremos que todos sus electrones se hallan apareados.

acero. Los metales como el cobalto y el níquel, que también tienen átomos con algunos electrones no apareados en la penúltima nube, se magnetizan de forma permanente. Lo mismo les ocurre a algunos compuestos. Las condiciones necesarias para que un material sea ferromagnético no están todavía completamente aclaradas. El material debe ser sólido y contener iones con algunos electrones no apareados: la distancia entre los iones es un factor crítico. La temperatura lo es asimismo. Cuando se calienta un material ferro- magnético, el alineamiento magnético de los iones se ve contrarrestado por el movimiento térmico. Para cada sustancia hay una temperatura determinada a la que reina el desorden magnético, y en la que el material no llega a ser magnetizado permanentemente. La sustancia, no obstante, puede reforzar un campo magnético exterior, pero no ejercer su propio campo magnético, como ocurre en el caso del oxígeno.

El campo magnético de los iones de hierro vecinos tiende a alinearse entre sí, por lo que parece que el estado magnéticamente ordenado es más estable a temperatura ambiente que a temperaturas a las que los imanes iónicos se orienten al azar. Pero un clavo de hierro no queda magnetizado de forma espontánea. Al contrario, debemos suministrarle energía para lograrlo. El acero, una vez magnetizado, tiende a permanecer en este estado, pero el núcleo de hierro dulce de un electroimán pasa muy rápidamente a no magnetizado cuando deja de circular la corriente. Un imán, incluso un imán "permanente", reduce su fuerza si se le golpea con frecuencia. Evidentemente, el estado no magnetizado debe ser más estable que el magnetizado. Pero, en cambio, la energía que se necesita para conseguir un magnetismo permanente es mucho menor que la que podríamos imaginar para colocar en orden una serie de imanes iónicos orientados al azar.

Esta aparente anomalía se resuelve si suponemos que el estado estable del hierro está formado por dominios magnéticos (véase figura 96). Los campos magnéticos de los iones se encuentran ordenados en el interior de cada dominio, si bien su orientación difiere de un dominio a otro.

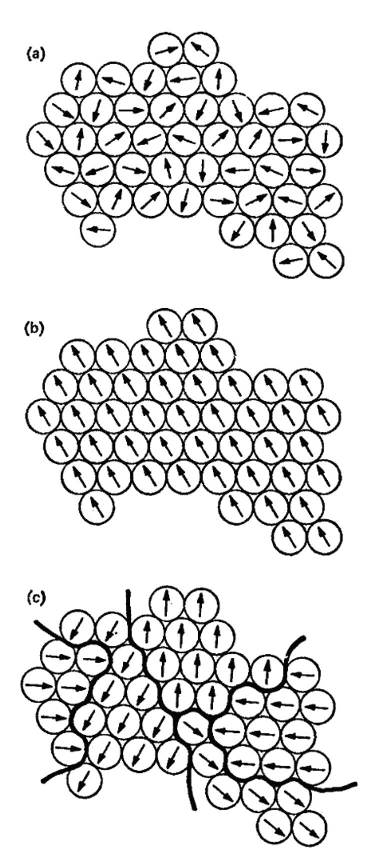


Fig. 96. (a) En el hierro a alta temperatura, los “spins” electrónicos están orientados al azar, (b) En un imán permanente, los “spins” electrónicos se orientan uniformemente, (c) En el hierro no magnetizado, a temperaturas normales, los “spins” electrónicos se hallan orientados uniformemente en cada dominio. Por su parte, éstos tienen orientaciones distintas.

La muestra, como un todo, no ejercerá un campo magnético, y no habrá magnetización espontánea de forma global. El límite entre dos dominios consiste en una región en la que la orientación de los iones cambia gradualmente (de una forma muy parecida a como lo hace la de la cara de una tira

de papel a la que le hemos aplicado un giro). Cuando este límite se mueve a través del sólido, de tal forma que una zona llega a cruzarse con su adyacente, llega a anularla, y en este proceso se precisa muy poca energía. (Podemos proseguir con la analogía de la tira de papel si imaginamos el movimiento del doblez a lo largo de la tira hasta que desaparece por uno de los extremos.)

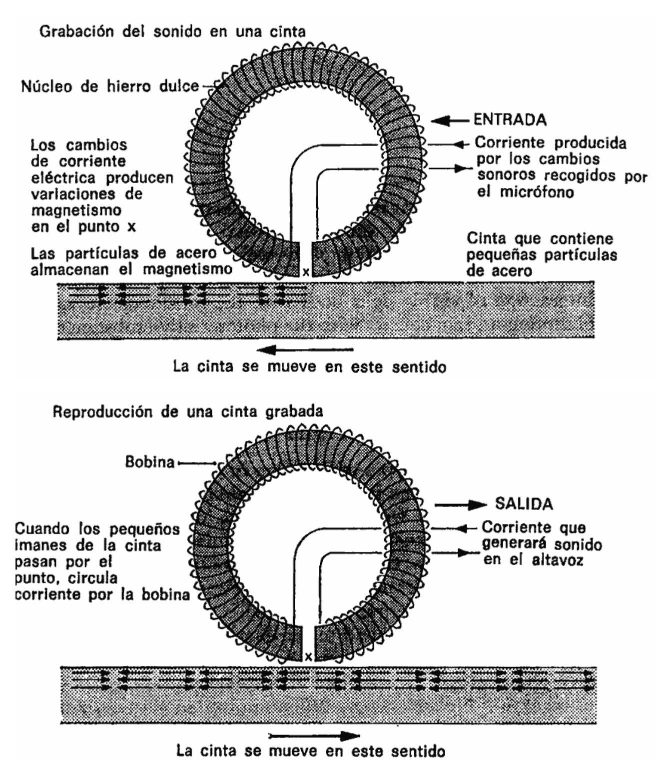


Fig. 97. Una grabadora de cinta magnética utiliza imanes de hierro dulce y de acero.

La idea de dominios magnéticos, separados por límites móviles, nos ayuda a comprender la principal diferencia entre el comportamiento magnético del hierro y el del acero. Ambos

materiales son intensamente ferromagnéticos, pero se necesita mucha más energía para alinear los dominios del acero que los del hierro. El acero, una vez ha conseguido su magnetización, la retiene mucho más tiempo que el hierro. Esta facilidad de magnetizarse y desmagnetizarse del hierro dulce radica en que los límites entre los dominios se mueven muy fácilmente en un trozo de metal puro. Sin embargo, el acero contiene átomos de carbono intercalados entre los iones del hierro, y además puede también contener iones de otros metales. Estas sustancias adicionales provocan irregularidades en la estructura, que hacen que los límites de los dominios se muevan con mucha más dificultad que en el caso del hierro puro. El hierro y el acero se emplean en una enorme variedad de dispositivos electromagnéticos, desde los timbres de las puertas hasta los motores, los generadores y las grúas magnéticas. Una cinta de “cassette” nos proporciona un sutil ejemplo del uso de un electroimán combinado con imanes permanentes (véase figura 97). Los componentes magnéticos son un electroimán circular de núcleo de hierro dulce, y las pequeñas partículas de acero que constituyen la cinta. El sonido que debe grabarse genera una corriente eléctrica en el micrófono, y esta corriente circula hasta la bobina del electroimán. Cuando el sonido varía, también lo hace la corriente eléctrica, y, por lo tanto, varía asimismo el campo magnético. Cuando la cinta pasa cerca de los polos del electroimán, las partículas de dicha cinta se magnetizan en un grado que depende del sonido original. Una buena grabación requiere que el electroimán responda inmediatamente, y de forma sensible, a la corriente que le llega del micrófono. Pero la cinta también ha de mantener de un modo adecuado su magnetización inicial. Durante la reproducción del sonido se invierte el proceso: la cinta magnetizada pasa cerca de los extremos del núcleo de hierro, y este campo magnético variable produce una corriente oscilante en la bobina. Dicha corriente amplificadora circula hasta el altavoz, que genera un sonido que, con frecuencia, es una excelente reproducción del sonido original.

XX. MATERIA Y LUZ

En la parte I del libro vimos que la mayor parte de nuestros conocimientos sobre las sustancias se basaban tanto en nuestra observación visual directa como en la observación de cómo diversos instrumentos interaccionan con la sustancia. La posibilidad de ver una sustancia depende de la interacción de la luz visible con la sustancia que estamos observando y, al mismo tiempo, con las sustancias fotosensibles de las células de la retina del ojo. Pero antes de considerar las distintas formas en que la materia responde a la luz que recibe, estudiaremos las circunstancias en las que la materia emite luz.

ÁTOMOS Y LUCES DE COLORES

A no ser que irradiemos primero la materia con luz procedente de una fuente exterior, existen muy pocos casos en los que la materia nos dé luz visible. Como vimos en las páginas 104-105, la materia absorbe energía sólo en las cantidades exactas que necesita para un cambio determinado. Inversamente, emite energía sólo en las cantidades definidas asociadas al retomo a un estado determinado, de menor energía. Los átomos absorben cantidades definidas de energía, correspondientes a los saltos de energía entre las distintas regiones que acomodan electrones. Si se estimula un átomo, algunos de sus electrones se elevan a regiones de mayor energía. Cuando un electrón estimulado "cae" hasta su región de origen, de menor energía, el átomo emite la energía adicional que había adquirido. Si la energía que se emite se encuentra en la estrecha banda a la cual son sensibles nuestros ojos, el átomo actúa como fuente de luz visible.

Un átomo como el sodio, que posee un único electrón en su nube exterior, se estimula con facilidad cuando absorbe

energía de la región visible, por lo que da luz visible si retoma a su estado normal. A la temperatura de la llama de un mechero de gas, el sodio absorbe y reemite luz amarilla. Así, si esparcimos sal común, o cualquier otra sustancia que contenga átomos o iones sodio, sobre una llama, ésta se hace de color amarillo brillante. El color de llama malva pálido que a veces se observa en las hogueras es un color producido análogamente por la presencia de potasio en la madera. Un átomo de potasio, lo mismo que uno de sodio, tiene un único electrón solitario en su nube exterior. Los metales como el calcio producen también llamas coloreadas. El calcio tiene dos electrones en su capa más externa, y emite una luz rojo anaranjada. De igual modo, el cobre emite una luz de color verde esmeralda. No obstante, muchos átomos se excitan especialmente al absorber radiación de mayor energía que la de la luz visible. Tales átomos reemiten su radiación en la región ultravioleta del espectro, por lo que no producen llamas coloreadas. Hemos visto ya que los átomos de los gases inertes, como el neón o el criptón, se excitan aplicándoles un voltaje, y estos gases emiten luces de colores característicos (el neón, luz roja, y el criptón, verde) cuando los átomos retoman a sus estados más estables. También se emite luz, evidentemente, cuando los electrones se recombinan con sus iones gaseosos positivos en los relámpagos, las chispas electrostáticas y las auroras boreales. En los tres casos, inicialmente se formaron iones por estimulación eléctrica de los átomos.

"CALOR ROJO"

Las moléculas y los conjuntos de átomos son capaces de absorber energías en muchas otras formas, que no son factibles para átomos aislados. En conjuntos de átomos, igual que en átomos individuales, se absorbe la luz visible o la ultravioleta cuando un electrón se mueve desde una nube electrónica hacia otra más lejana del núcleo. Pero en una molécula, o en una estructura, los átomos también vibran, en unas can-

tidades que se incrementan a medida que la temperatura se eleva. Se precisa mucha menos energía para activar o aumentar el grado de vibración necesario para desplazar un electrón hasta una región de mayor energía. La radiación que absorben las moléculas y los conjuntos de átomos cuando vibran está normalmente en la región infrarroja del espectro. Las sustancias que vibran reemiten energía a medida que la amplitud de su vibración se reduce, si bien normalmente no la podemos ver: percibimos esta energía emitida en forma de calor y no de luz. Sin embargo, a temperaturas muy elevadas las vibraciones son de muy alta energía, y las radiaciones que se reemiten cabe que estén dentro del rango de la luz visible. El aspecto de un atizador de chimenea que ha permanecido cierto tiempo en el fuego depende de su temperatura. A temperatura relativamente baja, el atizador presenta el mismo aspecto que cuando estaba frío, a pesar de que notamos el calor que irradia. A temperaturas mayores, las vibraciones del metal son más energéticas, y se encuentran en la parte roja del espectro, así como en la región infrarroja: el atizador, entonces, está “al rojo vivo”. Si la temperatura es aún más alta, la luz que se emite es de mayor energía. En primer lugar, se emite algo de luz amarilla junto con la luz roja y la radiación infrarroja: el atizador brilla con un color naranja, en lugar de rojo. A temperaturas todavía más elevadas, se emite luz en todas las regiones del espectro visible, con lo que el atizador se encuentra “al rojo blanco”. Es factible poseer una indicación de la temperatura de un homo que contiene un material dado, a partir del color y de la intensidad de la luz que éste emite.

El color naranja amarillento que emiten muchas llamas comunes, como las candelas, se debe a la emisión de luz visible por parte de las pequeñas partículas de hollín. Es muy fácil distinguir una llama que contiene tales partículas de otra que presenta un color parecido, pero que contiene átomos de sodio estimulados Si disponemos un trozo de metal frío o una cuchara sobre la llama de una vela, se ennegrecerá con una fina capa de hollín.

Las altas temperaturas que se necesitan para producir calor al rojo vivo y al rojo blanco se obtienen haciendo que pase una corriente eléctrica a través de un filamento metálico (página 278), así como obteniendo energía química procedente de las combustiones. Cuanto más fino sea el filamento, tanto más intensas son las vibraciones que se producen si aplicamos un voltaje dado. Los filamentos relativamente finos que se emplean en los elementos calefactores de una cocina eléctrica, se vuelven rojos cuando ésta se conecta a la red. Los filamentos de volframio de las bombillas eléctricas, mucho más finos, emiten una luz que es casi blanca

DESTELLOS Y LUCIERNAGAS

Hasta aquí hemos descrito las formas que las sustancias emplean para emitir luz, cuando sus electrones se han estimulado térmica o eléctricamente, o si las moléculas vibran a alta temperatura. Una sustancia emite luz si está estimulada por la energía liberada durante una reacción química, en la que participa como reactante o como producto de la reacción.

La mayor parte de las reacciones químicas que generan luz también se acompañan de un importante incremento de la temperatura, como ocurre durante la combustión. Las llamas que se obtienen al quemar madera, papel, cera o petróleo se parecen mucho entre sí, porque todas ellas contienen partículas de hollín a unas temperaturas tales que desprenden radiaciones rojas o naranjas. En cambio, el magnesio reacciona con el oxígeno más intensamente que estas sustancias orgánicas, y desprende más energía al quemar en el aire. Además del incremento súbito de su temperatura, se desprende un intenso destello blanco causado por la liberación de energía en todas las regiones del espectro visible. Por ello, se emplea el magnesio en las antorchas y en los bulbos de “flash”. Durante dichas reacciones de combustión, la luz se emite por las partículas estimuladas térmicamente.

Existen asimismo algunas reacciones químicas que generan “luz fría”. Siempre, en estas reacciones, un reactante o un

producto se estimula por la energía química liberada durante la reacción, pero aquí, tal estímulo aumenta la energía de los electrones sin producir un incremento apreciable de temperatura. Como en las combustiones, estas otras reacciones se basan, con frecuencia, en combinaciones con el oxígeno, si bien el proceso es mucho más lento. Tenemos ejemplos muy comunes en las luciérnagas y en los peces luminosos. La "fosforescencia" del mar se debe a la energía que se desprende en las reacciones de oxidación que se producen en algunos de los animales microscópicos que constituyen el plancton. A veces, se desprende un brillo similar cuando las bacterias descomponen un trozo de pescado o de carne, o si los hongos atacan a un viejo tronco.

LUCES FLUORESCENTES Y PANTALLAS DE TELEVISIÓN

Cuando bombardeamos algunos sólidos con electrones, éstos se estimulan de tal modo que emiten energía en la región visible cuando recuperan su estado estable. A estas sustancias se las conoce como "fosforescentes", Las que producen luz blanca al ser atacadas por los electrones se emplean en las pinturas que recubren la superficie interior de los tubos fluorescentes, los cuales contienen un gas a baja presión. Al aplicar un voltaje a su través, parte de los electrones se eliminan de las partículas del gas y atacan a la sustancia fosforescente, que brilla en color blanco. El mismo principio se emplea en la fabricación de pantallas de televisión en blanco y negro.

Las pantallas de los televisores de color se fabrican con tres distintas sustancias fosforescentes; una brilla en color rojo, otra en verde y la tercera en azul. Cada color constituyente se halla activado por electrones en cantidades proporcionales a las intensidades del rojo, el verde y el azul de la escena que se proyecta.

LUZ PROCEDENTE DE UNA FUENTE EXTERIOR

La mayor parte de sustancias no emiten luz de forma espontánea, sino que, simplemente, interaccionan con la luz que incida sobre ellas procedente de una fuente exterior. La forma con que la materia reacciona a la luz depende de los valores de la energía asociada a las nubes electrónicas. Hemos visto que los cambios vibracionales de los átomos de las moléculas, o de los conjuntos, se activan normalmente mediante radiación infrarroja, y que el estímulo de los electrones requiere, normalmente, una energía tan alta que la mayor parte de sustancias absorben radiación ultravioleta, y no radiación visible. Sólo las sustancias cuyos electrones se estimulan con facilidad absorben la luz visible.

La gran mayoría de las sustancias no absorben la luz de las regiones visibles del espectro, pero sí interaccionan con ella de una forma distinta. Cuando la energía pulsante de un rayo de luz incide sobre una nube electrónica, origina que dicha nube oscile con su misma frecuencia. Entonces los electrones oscilantes reemiten la energía que han ganado. La enorme variedad de aspectos de las sustancias “incoloras” (véase capítulo 1) depende de la forma en que se emita esta luz.

El resto del capítulo está dedicado a una consideración más detallada de lo que ocurre cuando la luz incide sobre la materia de diferentes clases, y como esta materia se desembaraza de la energía adicional que ha recibido de la luz. Empezaremos con las sustancias que no absorben luz visible.

SUSTANCIAS “INCOLORAS”

Este grupo de sustancias contiene materias tan diversas como la luz del cielo azul, las nubes blancas, el cristal transparente, el polvo de vidrio, las burbujas de jabón, el ópalo, el humo del cigarrillo y cualquier metal pulido, excepto los que contienen cobre u oro. Ninguna de estas sustancias absorbe la luz de las longitudes de onda a la que son sensibles nuestros

ojos. La gran variedad de aspectos de dichas sustancias depende en parte del tamaño de sus partículas, y así también de la libertad de movimientos de los electrones de éstas.

Si las partículas son muy pequeñas, como las moléculas del aire, o incluso las finas partículas sólidas del humo, la luz se reemite en todas las direcciones: se “dispersa”. Cuanto más alta sea la energía de la luz, mayor será la proporción en que se disperse. De ahí que la luz dispersada por el cielo, o por una voluta de humo, parece azul, porque la luz dispersada que llega al observador contiene una mayor proporción de azul que la luz que le llega de una forma directa desde la fuente. En cambio, el cielo próximo a la salida o a la puesta del Sol parece naranja o rojo: la luz de las zonas azules y verdes del espectro se dispersa preferentemente hacia la parte baja del Sol, dejando una proporción mayor de amarillo y de rojo en su parte superior, que es la que ve el observador.

Las nubes electrónicas, en cantidades apreciables de sólidos o de líquidos “incoloros”, oscilan asimismo bajo la influencia de la luz. Dado que estas sustancias contienen átomos, moléculas o iones muy próximos entre sí, las nubes electrónicas oscilan al unísono en todo el material. Lo mismo que las partículas aisladas de materia, estas nubes oscilantes de electrones reemiten luz. El material lo hace mediante tres caminos. 1) La luz que se reemite en la dirección del rayo de luz primitivo es fuerte, porque las radiaciones de las nubes electrónicas oscilantes se refuerzan entre sí. 2) Las radiaciones en otras direcciones se cancelan entre sí. 3) Los átomos, las moléculas o los iones de la superficie del material dan luz que no está completamente compensada por otras radiaciones, porque estas partículas no se hallan absolutamente rodeadas por otras partículas vecinas. De ahí que se reemite luz desde los bordes de la muestra, de una forma muy similar a como si fuese una molécula aislada, pero con dos importantes diferencias: si la superficie es lisa, como la del vidrio, o incluso la del agua, la luz que se reemite de una zona de la superficie refuerza la que se reemite de sus zonas vecinas. Toda la luz se dispersa con el mismo ángulo, con lo que la superficie es *reflectora.* Una superficie rugosa, como el pa-

pel, la nieve, la humedad y el vidrio en polvo, dispersa la luz en toda una gama de ángulos, y como *la luz incidente* es blanca, la superficie parece blanca y opaca.

Se nos antojará extraño que unas sustancias formadas por moléculas aisladas tengan color azul al ser iluminadas por la luz blanca, y en cambio la sal o el azúcar finamente molidos presenten una superficie de color blanco. Es cierto que una nube electrónica con un solo electrón reemite preferentemente luz azul, tanto si es una sola molécula como si es una muestra mayor. Pero la luz roja, que posee una mayor longitud de onda que la azul, penetra más profundamente en una materia e influye a un mayor número de nubes electrónicas. Por ello, la luz azul se emite con mayor facilidad de una nube con un solo electrón. Pero en una muestra mayor, hay diversos electrones que emiten luz roja El resultado nos dirá que la intensidad de los componentes coloreados de la luz emitida está en la misma proporción que en la luz incidente. Si las sustancias mencionadas se iluminan con luz blanca, emiten luz blanca. Ocurre lo mismo con los “reflejos” de los objetos coloreados o negros. Independientemente del color de la luz que absorba el interior de una materia, la luz reflejada desde su superficie aparece blanca porque los rayos de luz de distintos colores se dispersan desde una superficie con intensidades similares. Cuando un cristal coloreado, o un vidrio coloreado, se trituran, su polvo, por la misma razón, parece más blanco que el material primitivo La mayor parte de los metales son “incoloros”, en el sentido de que no absorben luz de ninguna longitud de onda. Pero, a diferencia de los otros materiales incoloros que hemos citado, los metales son opacos. La nube electrónica móvil que envuelve a los iones metálicos es impenetrable a la luz, por lo que la que llega a un metal se reemite desde su superficie. Si pulimos un objeto metálico, como su superficie refleja casi toda la luz que le llega, actuará como espejo.

LOS COLORES DE LAS SUSTANCIAS NO ABSORBENTES

Hemos visto que hay sustancias que, si bien son casi totalmente transparentes a la luz de cualquier longitud de onda, pueden tener, sin embargo, una apariencia coloreada si está en las condiciones y tamaño adecuados. Algunos objetos, como las gotas de rocío, los diamantes, los cristales de hielo y los cantos biselados de los espejos de vidrio, dispersan la luz blanca en sus colores constituyentes. Las luces de distintas longitudes de onda se desplazan a través de un material transparente a distintas velocidades y se inclinan en un ángulo un tanto distinto al entrar o salir del medio por el que circulan. Si este medio posee caras no paralelas, actúa como un prisma y dispersa un rayo de luz blanca en toda una banda de los colores del arco iris.

Conseguiremos distintos conjuntos de colores en las películas de aceite, las burbujas, los ópalos y el nácar. Tal como vimos antes, las ondas de una longitud determinada se anulan entre sí si se reflejan desde las superficies superior e inferior de un material "incoloro" dispuesto en láminas muy finas. Los colores iridiscentes que vemos proceden de todos los componentes residuales de la luz blanca. Una determinada sustancia puede tener apariencia turquesa, magenta o amarilla según cuál sea el grosor de las capas y el ángulo con que la vemos.

ABSORBENTES DE LUZ

Muchas sustancias absorben radiación en la región del espectro ultravioleta más que en la región visible, porque la energía asociada con la luz visible es normalmente insuficiente para conseguir enviar un electrón a un estado de superior energía. Una sustancia absorbe luz visible y tiene aspecto coloreado, sólo si los electrones adquieren energía en cantidades menores de lo habitual. La mayor parte de los átomos de los elementos metálicos satisfacen esta condición, porque la penúltima nube electrónica se encuentra incompleta. Sus

electrones absorben energía y se mueven de una región de la nube a otra región algo menos estable. El cobre metálico y el oro, y también los tejidos de cobre expuestos a la intemperie, se hallan, por esta razón, coloreados.

También una nube electrónica absorbe luz visible si dicha nube está muy dispersa, como en el caso del grafito o en el de un considerable número de colorantes sintéticos. Muchas veces, los colorantes contienen uno o más grupos bencénicos, en los cuales hay nubes electrónicas anulares por encima y por debajo de los anillos de átomos de carbono, parecidos a los del grafito. Bastantes pigmentos naturales, como la hemoglobina de la sangre, la clorofila de las plantas y los colores de los pétalos de flor y de los insectos, tienen asimismo moléculas con nubes electrónicas extraordinariamente extendidas.

EL DESTINO DE LAS SUSTANCIAS EXCITADAS

Las moléculas excitadas son menos estables que las no excitadas, y por ello tienden a emitir la energía que poseen en exceso. Hay muchas vías distintas mediante las cuales eliminan esta energía: en forma de luz; convertida en energía térmica, que se dispersa por todo el material; o al activar la molécula excitada Dara que reaccione con otra de sus alrededores; o incluso se utiliza para realizar algún cambio en el interior de la propia molécula. Este cambio interno involucra una redistribución geométrica poco importante, o la expulsión de un electrón, o incluso la rotura total de la molécula. Veremos dichos procesos por separado, porque cada uno de ellos cubre una amplia variedad de comportamientos.

REEMISIÓN DE LUZ

Las sustancias que reemiten luz lo hacen de forma instantánea, o bien durante un largo período después de haber sido irradiadas. Las pinturas luminosas de las señales de tráfico concretan ejemplos del primer tipo de comportamiento; las

pegatinas que emiten luz amarillo-verdosa, después de haber sido iluminadas, constituyen un ejemplo del segundo tipo. Mucha parte de la energía absorbida se convierte en calor, por lo que la luz que se reemite es frecuentemente de menor intensidad que la luz absorbida, y de ahí que esté más cerca del extremo rojo del espectro. Por ejemplo, la quinina del agua tónica absorbe la radiación ultravioleta de la luz solar, y reemite luz de menor energía —luz visible—, lo que da a los “gin-tonics” su característica fluorescencia azul, si bien muy débil.

A veces, una sustancia se estimula para que reemita luz de una longitud de onda determinada. Primero se excita una gran proporción de las moléculas, y la sustancia, después, se irradia con luz cuya energía corresponde a la luz que las moléculas emitirán cuando retomen a su estado más estable. La mayor parte de las moléculas lo harán así, y los impulsos de energía que emiten coinciden exactamente con los de la luz que había estimulado la emisión. El rayo “láser” [22] que emerge de la sustancia contiene luz de una única longitud de onda, con todas sus ondas vibrando al unísono en el mismo plano. Es posible enfocarla con suma precisión, dando así un punto concentrado de luz de gran intensidad. Los rayos láser se emplean en muchas aplicaciones: navegación portuaria, cirugía, soldadura, holografía y, evidentemente, investigación.

MOLÉCULAS DE ALTA ENERGIA

Cuando una molécula tiene un mayor contenido energético que el valor medio de las moléculas de la misma sustancia a una temperatura determinada, existe una elevada probabilidad de que pierda energía chocando con sus moléculas vecinas, que a su vez pasarán a estar excitadas. Como vimos en el

---

[22] El término “láser” se forma de las iniciales de las palabras inglesas “Light Amplification by Stimuladed Emission of Radiation” (amplificación de la luz mediante emisión estimulada de radiación).

capítulo 17, es más probable que una molécula excitada participe en una reacción química que una molécula no excitada, lo que también es cierto si la molécula ha sido excitada debido a la luz absorbida, o cuando ha chocado con una partícula que anteriormente había sido excitada de esta forma.

Toda nuestra existencia depende de la fotosíntesis, mediante la cual las plantas verdes sintetizan los azúcares a partir de componentes más simples. Este proceso requiere la excitación de la clorofila y otras sustancias análogas mediante la luz solar. La clorofila excitada transfiere la energía que ha adquirido a las sustancias de su entorno, que se activan de tal forma que son capaces de conseguir la conversión de agua y dióxido de carbono para dar carbohidratos y oxígeno. Este proceso se realiza con un aumento del contenido energético y del grado de ordenación, por lo que no se trata de un proceso espontáneo, ya que ha de ser impulsado mediante la energía de la luz solar. Los productos de la reacción contienen más energía almacenada que los productos de partida. Durante la respiración se efectúa el cambio en la dirección opuesta: una parte de la energía almacenada se libera y suministra la fuerza impulsora para otros cambios, como el crecimiento y el movimiento. Así, el hecho de que la clorofila atrape energía nos proporciona las dos condiciones básicas para la existencia: un almacenaje de energía y una fuente constantemente renovada de oxígeno que libera energía para nuestro consumo.

Existen muchas formas por las que una molécula excitada se descompone al adquirir energía. Nuestra propia visión depende del hecho de que la luz perturbe a veces una nube electrónica con múltiples solapamientos, de tal forma que unas partes de las moléculas giren. Cuando las nubes electrónicas se han modificado por completo, la molécula adopta una forma geométrica distinta a la primitiva. La citada reacción es análoga a la interconversión de las dos sustancias de fórmula CHCl ⁝ CHCl descritas antes. Nuestras células retinianas contienen tres sustancias parecidas que sufren cambios de este tipo cuando se hallan expuestas a la luz roja,

verde o azul. Tales cambios inducen modificaciones en otras sustancias que estimulan el nervio óptico. Las moléculas sensibles a la luz recobran su estructura original cuando se elimina la luz incidente, si bien este proceso no es inmediato. La industria cinematográfica depende del hecho de que nuestras sensaciones visuales persisten al menos durante 1/25 de segundo.

La absorción de la luz llega a provocar cambios más drásticos en algunas moléculas. Las propiedades germicidas y blanqueantes del cloruro se basan en el hecho de que las moléculas de cloro (Cl_2) absorben la radiación ultravioleta de la luz solar y se disocian en átomos de cloro. Estos átomos libres tienen un electrón menos que la configuración estable del gas argón, por lo cual son tan reactivos que atacan a muchas sustancias: entre ellas, las bacterias y los colorantes.

Si exponemos a la luz solar una mezcla de cloro e hidrógeno, los átomos del primero formados en la mezcla atacan a las moléculas de hidrógeno, dando moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl), y liberan átomos de hidrógeno, los cuales atacan a nuevas moléculas de cloro, dando más cloruro de hidrógeno y liberando átomos de cloro que, a su vez, rompen más moléculas de hidrógeno. Cuando se forma cloruro de hidrógeno a partir de sus elementos constituyentes, se desprende mucha energía, por lo que la reacción en cadena se desarrolla de forma espontánea, una vez se ha iniciado mediante la luz solar.

ELECTRONES MÓVILES

Dado que la luz excita los electrones, no es sorprendente que sea posible provocar pérdidas de electrones en ciertos materiales.

El selenio es un no metal. Sus electrones exteriores tienen la misma configuración que los de los átomos de azufre, pero están más lejos del núcleo, por lo que se encuentran menos firmemente unidos a él. Cuando se excita el selenio mediante la acción de la luz, algunos de sus electrones exteriores se

hacen móviles y circulan a través del sólido de una forma muy parecida a los electrones exteriores de una estructura metálica. De ahí que el selenio sea mucho mejor conductor de la electricidad si está expuesto a la luz que cuando permanece en la oscuridad. Además, como los electrones están excitados al incidir la luz sobre el selenio, son de alta energía. Si una barra de selenio se halla iluminada por uno de sus extremos, los electrones tienden a circular desde el extremo iluminado hacia el oscuro. El selenio se utiliza, por esta razón, en dispositivos tales como fotómetros y células fotoeléctricas. Se utiliza asimismo en las fotocopiadoras electrostáticas. En una xerocopiadora hay un tambor de selenio que se carga al ser sometido a un pequeño exceso de electrones, y, después, se ilumina con la imagen de los documentos que deseamos copiar. Las partes del tambor de selenio iluminadas son mejores conductoras eléctricas, por lo que la carga eléctrica circula; en cambio, las regiones oscuras permanecen cargadas eléctricamente. Las áreas cargadas eléctricamente se transfieren al papel que pasa por encima del tambor. El papel pasa después a ser tratado con unas finas partículas de “toner” negro. Dichas partículas se ven atraídas solamente por las partes cargadas del papel, y se obtiene así una réplica del documento original.

Un tipo distinto de movimiento electrónico se desarrolla cuando incide la luz sobre ciertos sólidos, como el cloruro de plata, que contiene estructuras con iones de carga opuesta. Los electrones estimulados escapan de los iones cloro y son atrapados por los iones plata, dando átomos de plata. Cada átomo de plata actúa como centro de nucleación del crecimiento de pequeños granitos de plata metálica que se van formando mientras el material recibe luz. Los átomos de cloro que se forman se desplazan lentamente por parejas desde la superficie del cristal, dando moléculas de cloro gas. La fotosensibilidad del cloruro de plata constituye la base de la fotografía en blanco y negro. Si unimos de la forma adecuada el cloruro de plata a distintos colorantes, obtendremos la base de la fotografía en color.

RADIACIONES INVISIBLES

Este capítulo se ha dedicado preferentemente al estudio de los efectos de la luz visible o de la radiación ultravioleta, algo más energética, que, asimismo, emite el sol. Hemos visto que la energía asociada a la luz visible y la luz ultravioleta es todo lo que, frecuentemente, se precisa para provocar la excitación de un electrón o de una molécula. De ahí que podamos obtener información sobre la energía de los distintos conjuntos de electrones de los átomos, las moléculas y los iones, si medimos con precisión las longitudes de onda de la luz, bien sea ésta absorbida o emitida.

Realizaremos estudios análogos si absorbemos radiación infrarroja, o incluso ondas de radiofrecuencia, que nos informarán acerca de los cambios que requieren menor energía que la asociada a la luz visible. Por ejemplo, se absorbe radiación infrarroja cuando una nube electrónica desequilibrada vibra. Como muchas moléculas y estructuras poseen nubes electrónicas desequilibradas, múltiples sustancias absorben radiación infrarroja. Constituyen excepciones los átomos aislados, las moléculas diatómicas simétricas, como la del cloro (Cl_2), y las estructuras de iones esféricos, como el cloruro sódico. El vidrio absorbe radiación infrarroja (si bien es transparente a la luz visible), y no se emplea en la fabricación de prismas, lentes o recipientes que se tengan que utilizar en la región infrarroja del espectro. En su lugar, los mencionados componentes ópticos se fabrican con cristales de cloruro sódico, o con otras estructuras iónicas similares, ya consideradas en el capítulo 13.

La radiación cuya energía es aún mayor que la infrarroja se emplea para proporcionamos información acerca de cómo giran las moléculas. Si combinamos la información obtenida sobre la vibración y la rotación de una molécula, tendremos una detallada imagen de su estructura.

Las radiaciones de energía mayor que la luz ultravioleta son los rayos X y los rayos gamma, todavía más potentes. Si la materia absorbe estas radiaciones, muchas veces se consigue la eliminación completa de los electrones de un átomo, o

se dan cambios que involucran al propio núcleo atómico (véase capítulo 21). Una importante aplicación de los rayos X estriba en la investigación de la estructura de un sólido partiendo del estudio de los ángulos con que dispersa a los rayos X.

XXI. LA ENERGÍA Y EL NÚCLEO ATÓMICO

Casi todo este libro se ha dedicado a explicar el comportamiento de la materia a partir del de sus electrones. Hemos visto su distribución alrededor del núcleo de un átomo aislado; con qué facilidad se perdían, se ganaban o se compartían, y las formas en que el tamaño y la forma de las nubes electrónicas determinan la geometría, e incluso la estabilidad, de las moléculas, las estructuras y las mezclas que se obtienen por combinación o aglomeración de átomos. Asimismo hemos considerado cómo el comportamiento térmico, eléctrico, magnético y óptico de la materia viene determinado por los distintos tipos de comportamiento de las nubes electrónicas. En todos los procesos que hemos estudiado, incluyendo las más violentas reacciones químicas, el núcleo de los átomos permanece inalterable. Ahora, antes de responder a la pregunta de por qué los núcleos atómicos son totalmente inmutables, debemos estudiar la influencia que tiene el núcleo sobre la forma de comportarse que presenta una sustancia.

NÚCLEOS Y ELECTRONES

El núcleo contiene casi toda la masa de un átomo, pero, prácticamente, no contribuye en absoluto en lo que se refiere a su volumen. Incluso en un átomo de hidrógeno, en el que la nube electrónica contribuye proporcionalmente más a la masa atómica que los átomos de otros elementos, la masa del electrón es sólo del 0,50% del total. Dado que un núcleo atómico es extraordinariamente pequeño (con un diámetro de sólo una diezmilésima del diámetro de la nube electrónica), se deduce que la materia del núcleo es densísima, tanto como del orden de 100 millones de millones de veces más que el agua. A veces se afirma que el comportamiento químico de un átomo depende casi por completo de la disposición de los

electrones en las nubes electrónicas que no están completamente llenas. Aceptaremos esta afirmación sólo si recordamos que el número de electrones alrededor del núcleo, y la facilidad con que se pierden, ganan, comparten o se ceden, depende del número de cargas positivas que posea el núcleo. Las innumerables cantidades de reacciones que involucran alguna alteración de una nube electrónica dependen de las complejas interacciones entre los electrones y el núcleo, y no se determinan tan sólo por la estructura electrónica.

CARGA, MASA Y “SPIN”

Es evidente que el número de cargas positivas del núcleo atómico es lo que da a un elemento su identidad química. Un átomo de hidrógeno se define como aquel cuya carga es la unidad; uno de helio se define, de forma análoga, como el átomo que tiene una carga nuclear de dos.

Los núcleos atómicos se consideran constituidos por dos principales tipos de partículas. Una de ellas es el propio núcleo de hidrógeno, el protón. Como sabemos, éste tiene una carga eléctrica de igual magnitud, pero de signo opuesto, a la del electrón, es decir, una carga positiva unidad. De acuerdo con las dimensiones atómicas, un protón posee una considerable masa. La segunda partícula del núcleo tiene aproximadamente la misma masa que el protón, pero no posee carga eléctrica. Así, por su neutralidad eléctrica, recibe el nombre de *neutrón*.

Resulta evidente que el número de protones de un núcleo es igual a la carga positiva total. Los neutrones y los protones presentan, aproximadamente, la misma masa, por lo que el número de neutrones se calcula a partir de la masa y la carga del núcleo. Por ejemplo, el núcleo del helio posee una carga de dos, y una masa aproximadamente 4 veces mayor que la del núcleo de hidrógeno. Así, contiene dos protones y dos neutrones. De forma similar, un núcleo de plata, cuya carga es 47, tiene una masa unas 108 veces mayor que la del pro-

tón, por lo que contiene 47 protones y (108–47) = 61 neutrones.

Algunos núcleos atómicos, si bien no todos, giran sobre sus ejes. De la misma forma que los electrones, tal tipo de núcleos se alinean cuando se les aplica un campo magnético, por lo cual se modifican ligeramente. No obstante, el efecto de un núcleo giratorio sobre un campo magnético es sólo de una milésima parte del que produce un electrón giratorio.

El núcleo de hidrógeno se encuentra entre los núcleos que actúan como imanes. Así, como el hidrógeno forma más compuestos que cualquier otro elemento, se obtiene mucha información de las medidas del comportamiento magnético de los protones. Esta técnica se basa, para conseguir información acerca de las nubes electrónicas de una molécula que contenga núcleos de hidrógeno, en el magnetismo nuclear. Cuando se aplica un campo magnético externo, la mayor parte de los protones se alinean de forma que refuercen dicho campo, pero algunos núcleos de hidrógeno lo hacen en la dirección opuesta. (No cabe que se den orientaciones intermedias.) Los núcleos alineados con el campo son más estables que los de orientación opuesta, si bien absorben radiación de la misma energía, y entonces pasan a una orientación magnética menos estable. Estos núcleos estimulados, de poderosa energía, retoman con suma rapidez a su orientación más estable y emiten la energía que antes absorbieron. Por ello, y con el suministro adecuado de energía, se produce una absorción y una reemisión de energía que se denomina "resonancia". El salto de energía entre las dos orientaciones depende de la intensidad del campo magnético que envuelve al núcleo. La intensidad del campo no sólo depende del campo aplicado, sino también de la presencia de nubes electrónicas cercanas y de otros núcleos magnéticos. El conocimiento de la energía para la cual se produce la resonancia magnética nuclear (r.m.n.), combinado con el valor de la intensidad del campo aplicado, nos permite distinguir los distintos núcleos de hidrógeno situados en diferentes entornos químicos. Este método es muy sensible a minúsculos cambios de densidad de las nubes electrónicas, y constituye una herramienta ex-

traordinariamente valiosa para descifrar la estructura detallada de las moléculas.

VARIEDAD NUCLEAR I: NÚCLEOS NATURALES

La masa de un átomo de cloro de la sal gema, o del agua de mar, es del orden de 35,5 veces la de un átomo de hidrógeno. Un núcleo de cloro posee una carga en 17. ¿Es que entonces tendrá 18 neutrones y medio?

Una explicación más aceptable nos sugiere la observación de que los picos de absorción de energía de los compuestos de cloro se ven frecuentemente escindidos, como si hubiese dos modelos muy similares, ligeramente desplazados uno del otro. El hecho de que la masa del cloro no sea un número entero, y que los espectros de absorción aparezcan con picos a pares, nos hace pensar que la sal natural contiene *dos tipos distintos de cloro*. En cada uno de ellos el núcleo de cloro debe contener 17 protones (por definición). Pero los núcleos de cloro han de ser distintos en su masa, ya que algunos de ellos contienen 18 neutrones, mientras que otros contienen 20. Dado que el tipo más ligero de núcleo supera al más pesado, en la proporción de 3 a 1, la masa media del núcleo de cloro es 35,5 veces la de un protón. Los núcleos que tienen la misma carga eléctrica, pero masas distintas, se denominan *isótopos.*

Los átomos que contienen dos núcleos de cloro isotópicos presentan idéntica estructura electrónica, lo que nos permite suponer que no mostrarán grandes diferencias en su comportamiento químico. Pero, no obstante, acabamos de decir que los isótopos presentan dos diferentes formas de recibir energía. No sólo las moléculas que contienen dos isótopos dan espectros diferentes, sino que se mueven a velocidades algo distintas a la misma temperatura. Así, las que contienen los isótopos más pesados viajan con mayor lentitud. En un gas, las moléculas más pesadas se difunden más lentamente a través de un agujero, y se mueven más despacio a lo largo de

un capilar. Asimismo, los distintos isótopos reaccionan con otras sustancias a distintas velocidades y en distintos grados.

Estas diferencias nos ofrecen la base para separar un isótopo de otro. Las diferencias en sus masas, y, por lo tanto, en sus comportamientos, son escasas. De ahí que los procedimientos de separación sean largos y caros. Sólo se consigue una adecuada separación de isótopos cuando un proceso se repite, con la misma mezcla, muchas veces sucesivas. Lo más normal es que únicamente consigamos que un isótopo, en relación a otro, se concentre.

El cloro no es, en absoluto, el único que muestra esta variedad en sus núcleos. En realidad, los elementos que estriban en un único tipo de isótopos constituyen una escasa minoría. Citaremos, entre ellos, el sodio, el aluminio y el fósforo. La mayor parte de elementos, como el cloro, contienen apreciables cantidades de más de un isótopo. Así, el núcleo de magnesio, con doce protones, puede contener 12, 13 o 14 neutrones. Los isótopos que resultan poseen masas de 24, 25 y 26, y, respectivamente, unas proporciones relativas en la naturaleza de un 70%, un 10% y un 11%. El gas inerte neón (cuya carga nuclear es 10) consiste, análogamente, en un 90,5% de neón-20, un 9,2% de neón-22 y menos de un 1% de neón-21.

Hasta el hidrógeno muestra una variedad de isótopos. De cada 10.000 átomos de hidrógeno, uno o dos de ellos tiene en su núcleo el "hidrógeno pesado" o deuterio, en el cual se ha reunido un protón con un neutrón. Como la masa del núcleo del deuterio es el doble que la de un protón único, la diferencia de comportamiento entre los compuestos de deuterio y los de hidrógeno ordinario es mucho más destacable que las diferencias análogas entre sustancias que contengan cloro-35 y cloro-37. Tal vez por esta razón se distingue al deuterio con su propio símbolo químico: D. La densidad del D_2 líquido es de más del doble del H_2 a la misma temperatura; los puntos de fusión y de ebullición del D_2 son algo más altos que los del H_2. El "agua pesada" (D_2O) hierve a 101,4°C, más alto que los 100°C del agua ordinaria. No resulta sorprendente que la sustitución del hidrógeno por el deuterio produzca

cambios muy estimables en la cantidad de energía asociada a la vibración y rotación de las moléculas, y, asimismo, en los espectros de la radiación infrarroja. Los cambios de velocidades y de conversiones de reacción son mucho menos destacabas, si bien algo más grandes que los obtenidos con isótopos de otros elementos.

VARIACIONES EN EL CONTENIDO DE ENERGÍA

Se han encontrado en la superficie de la Tierra o en la atmósfera más de 300 tipos distintos de núcleos. Así como hay moléculas más estables que otras, no es de extrañar que determinadas combinaciones de protones y neutrones sean también más estables que otras.

Tenemos dos formas principales de comparar la estabilidad de los conjuntos de nubes electrónicas alrededor de los núcleos atómicos. Si una determinada disposición evoluciona hacia otra, sabemos que el estado final es más estable que el primero; si una mezcla explota tan sólo tocándola, está claro que los productos son más estables que el explosivo inicial. Si dos sustancias, como, por ejemplo, los combustibles, no presentan ninguna inclinación a reaccionar espontáneamente, compararemos la energía almacenada en los dos tipos de moléculas si las quemamos por completo y medimos la cantidad de energía desprendida en cada combustión. De esta forma podremos calcular la cantidad de energía almacenada en cada molécula. Los mismos procedimientos se emplean para comparar la estabilidad de los distintos núcleos. Si un núcleo se descompone de una forma espontánea, resulta evidente que es menos estable que los productos de su descomposición. Existen más de 50 núcleos que, de forma natural, se descomponen así. Son los llamados núcleos “radiactivos”. Los otros núcleos que se encuentran en la naturaleza son perfectamente estables, en el sentido de que no muestran la menor tendencia a experimentar cambios espontáneos. Sin embargo, podemos calcular la cantidad de energía asociada a

cada uno de estos núcleos "estables", y asimismo observar que presenta una considerable variación.

Estos dos métodos citados se emplean comúnmente para conocer la estabilidad de los núcleos radiactivos y estables, por lo que es conveniente estudiarlos por separado.

NÚCLEOS RADIACTIVOS

Todos los núcleos cuya carga es superior a 82 (que es la del plomo) se descomponen espontáneamente, y lo mismo hacen algunos otros núcleos más ligeros que se encuentran en la naturaleza.

A finales del pasado siglo se descubrió que determinados compuestos de elementos muy pesados se comportaban de una forma muy extraña: el aire que les rodeaba se ionizaba, y las placas fotográficas que estaban en su entorno se velaban, incluso si se encontraban en el interior de paquetes cerrados. Estos efectos se atribuyeron a radiaciones que emitían los átomos pesados, los cuales, a partir de entonces, se denominaron *radiactivos.* Basándose en la diferencia de penetrabilidad y en la forma en que estos "rayos" se desviaban por la acción de un imán, se distinguieron tres tipos de radiaciones. Ahora sabemos que la estabilidad de un núcleo se potencia sensiblemente por el hecho de que tenga una carga baja y una relación favorable de neutrones a protones (1:1 para los elementos más ligeros, y una relación algo más alta para los pesados). Los núcleos que contienen números impares de neutrones y protones son especialmente estables. Los núcleos radiactivos son los que se desvían mucho de estas características, de tal forma que se descomponen espontáneamente y llegan a conseguir un estado más estable. La forma en que se descomponen viene determinada por la causa de su inestabilidad. Un núcleo reduce simultáneamente tanto su carga como su masa, y emite un núcleo de helio que, en sí mismo, es especialmente estable (véase figura 98). El núcleo formado tiene una carga de 2 unidades menos que el original, por lo que se constituye el núcleo de un elemento químico distin-

to. La creencia de que un elemento pudiese cambiar de modo espontáneo para dar otro no fue más que un sueño en la fértil imaginación de los antiguos alquimistas. Hoy día tenemos, por ejemplo, el isótopo más común del uranio (cuya carga es 92, y su número másico 238) que se transforma espontáneamente, dando un núcleo de helio (cuya carga es 2 y su número másico 4) y un núcleo del elemento torio (cuya carga es 90 y su número másico 234). El término "número másico" indica la suma del número de protones y del de neutrones.

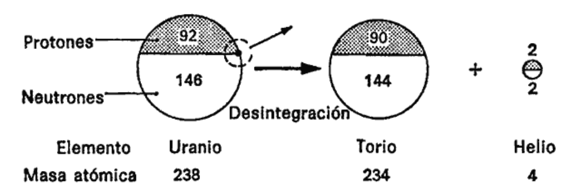


Fig. 98. Descomposición radiactiva del uranio-238, con expulsión de un núcleo de helio.

Un núcleo también se modifica de una forma distinta a la anterior si varía su carga nuclear sin cambiar su masa. Dado que la carga de un núcleo se deriva de la presencia de protones, parece imposible que cambie su carga sin, al mismo tiempo, modificar su masa. Sin embargo, se da el caso de que un neutrón se divida, dando un protón y un electrón: se han formado así, a partir de una única partícula no cargada, dos partículas con cargas opuestas.[23] De esta forma, un núcleo incrementa su contenido de protones convirtiendo un neutrón en un protón, que queda retenido, y dando, además, un electrón, que es expulsado (véase la figura 99). La carga nuclear se ha incrementado en una unidad, por lo que el producto resultante es el núcleo de un elemento distinto. Ahora bien, el número másico, en este caso, permanece constante. Distintos isótopos del plomo (carga 82) presentan este tipo de descomposición radiactiva. Evidentemente, el producto de cada

[23] Si se desprenden neutrones y se mantienen lejos de la influencia de las partículas nucleares vecinas, se descomponen espontáneamente en protones y electrones. La mitad de los neutrones ya se ha descompuesto al cabo de unos 20 minutos.

descomposición es un isótopo del elemento cuya carga nuclear es 83 (bismuto), que tiene el mismo número másico que el plomo original.

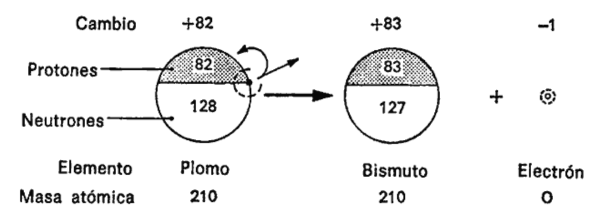


Fig. 99. Descomposición radiactiva del plomo-210, con expulsión de un electrón.

Existe otra forma, menos común, por la que la carga nuclear se reduce sin que la masa se modifique. Es lo que sucede en la naturaleza con un isótopo del potasio (de carga 19 y número másico 40), que se encuentra en una parte de cada 10.000 del elemento natural. El núcleo captura un electrón de la nube electrónica más interna que le rodea (véase figura 100). El electrón absorbido por el núcleo se combina con un protón y lo convierte en un neutrón. El núcleo que se forma así es el del gas inerte argón (cuya carga es 18 y su número másico es 40, como antes). El hueco que queda en la nube electrónica interior se completa por una caída sucesiva de electrones de las nubes que están más lejos del núcleo. En este proceso se desprende de una considerable cantidad de energía.

En este tercer tipo de descomposición radiactiva espontánea no cambia ni la masa ni la carga del núcleo: sólo se pierde energía. Normalmente, la emisión, o la captura, de partículas durante otros tipos de descomposición producen núcleos excitados. La radiación de esa energía en exceso permite al núcleo pasar a un estado más estable, de la misma forma que una molécula excitada pierde mediante la emisión de luz la energía que le sobra. En estos procesos no se dan expulsiones ni absorciones de partículas.

La descomposición radiactiva de un núcleo se desarrolla a una velocidad característica del núcleo concreto que se esté

descomponiendo. Las velocidades encontradas varían muchísimo de un proceso a otro. Tenemos ejemplos de núcleos en los que la mitad de su población original se descompone en una fracción de segundo, y otros núcleos cuya vida media es de centenares de millones de años. Evidentemente, las únicas sustancias radiactivas que se encuentran en concentraciones detectables en la naturaleza son las que tienen vidas medias bastante largas.

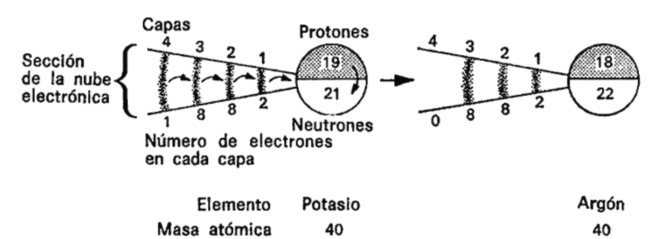


Fig. 100. Descomposición radiactiva del potasio-40 por captura de un electrón.

También encontramos mucha variedad por el hecho de que los núcleos que se forman en las descomposiciones radiactivas sean asimismo radiactivos. Así, se forman series completas de núcleos radiactivos. Dado que determinados tipos de núcleos se descomponen a veces de dos formas distintas, dichas series forman una especie de cascada, que sólo cesa cuando se produce un núcleo no radiactivo. Todos los núcleos radiactivos más pesados que existen en la naturaleza dan, más tarde o más temprano, núcleos de plomo.

Los cambios de energía asociados a las descomposiciones radiactivas son mucho mayores que las cantidades de energía liberadas, en la reordenación de nubes electrónicas, a lo largo de las convencionales reacciones químicas. Cuando el radio emite núcleos de helio se desprende más de cien mil veces más energía que si estalla el mismo peso de trinitrotolueno (T.N.T.). Es la magnitud de diferencias de energías entre distintos núcleos atómicos lo que nos permite calcular las estabilidades relativas de los núcleos que no son radiactivos.

¿QUÉ ESTABILIDAD POSEEN LOS NÚCLEOS "ESTABLES"?

Hemos dicho que todos los núcleos que no presentan descomposiciones radiactivas espontáneas se denominan "estables", pero unos lo son más que otros.

Para comprender qué es lo que pretende decir esta afirmación, debemos recordar lo que significa el concepto de masa. En el capítulo 3 hablamos de la masa en términos de la aceleración adquirida por un objeto cuando una determinada fuerza, como la atracción gravitatoria de la Tierra, actúa sobre tal objeto. Aceptamos tácitamente que la masa de un objeto permanecía constante siempre que no se eliminara material del objeto o no se le añadiera nada. Realmente podemos suponer que la masa de una bola de billar es la misma, independientemente de que se esté moviendo o se halle inmóvil. De hecho, Albert Einstein nos enseñó a aceptar que la masa de un objeto varía según la energía que posee, es decir, con la velocidad con que se mueve. Este efecto en las velocidades cotidianas de las masas de cualquier "cuerpo sensible" es tan insignificante que resulta indetectable. Sin embargo, si pudiéramos acelerar un objeto hasta que su velocidad se aproximase a la de la luz, su masa aumentaría notablemente a medida que se incrementara la energía. El objeto necesitaría entonces una fuerza mayor para conseguir una mayor aceleración: cualquier incremento de energía haría que su masa aumentase, y así sucesivamente. Cuanto más cerca de la velocidad de la luz estuviera la del objeto, más próxima tendería la masa del objeto al infinito, y resultaría más difícil proporcionarle mayor aceleración. De ahí que no haya ninguna partícula, por pequeña que sea su masa cuando la partícula está parada, que sea capaz de desplazarse a una velocidad superior a la de la luz.

El cambio de masa que se asocia a uno de energía viene expresado por la ecuación:

$$\text{(cambio de masa)} = \text{(cambio de energía)} / \text{(velocidad de la luz)}^2$$

Al desplazarse a una velocidad extraordinariamente rápida, la parte derecha de la ecuación tiende al valor de cero porque los cambios de energía no son, por lo general, ingentes. Entonces, el cambio de masa resulta prácticamente inapreciable. Sin embargo, hemos visto que se desprenden grandes cantidades de energía cuando se descompone un núcleo atómico. Tales cambios resultan lo suficientemente importantes como para que exista un cambio detectable en la masa. Si un núcleo se descompone emitiendo electrones y energía, su masa se reduce en una cantidad mucho mayor que la que esperaríamos de la pérdida de un electrón. La extremada pérdida de energía contribuye, así, a la disminución de la masa.

Resulta ahora relativamente sencillo comprender la estabilidad relativa de unos cuantos núcleos estables. Podemos determinar experimentalmente la masa de un núcleo determinado, así como las masas de los componentes individuales, protones y neutrones. No debe sorprender que la masa del conjunto sea algo menor que la de la suma de sus partes. Si un núcleo es más estable que las partículas separadas que lo forman, significa que se ha desprendido una cierta cantidad de energía cuando se ha formado. Esta pérdida de energía es tan considerable que se detecta en la reducción de la masa total. Son los núcleos más estables aquellos en los que existe más diferencia entre la masa medida del núcleo y la suma de masas de los protones y neutrones que lo componen. Aquí aparecen algunos aspectos interesantes: primero, aumenta la estabilidad por unidad de partícula nuclear, pero después disminuye a medida que el número de partículas se incrementa. Se consigue la máxima estabilidad en los núcleos de peso intermedio cuyos números másicos están entre 25 y 75. En una breve escala de masas nucleares, la estabilidad está considerablemente aumentada cuando hay números impares de protones y neutrones, y sólo mejora algo si el número másico es impar. Asimismo, resulta interesante comprobar que la estabilidad de los núcleos es paralela a la abundancia de los núcleos de la naturaleza. Por ejemplo, uno de los núcleos más estables es el de hierro, que se supone que forma el

núcleo de la Tierra. Se ha encontrado que la pérdida de masa, *por partícula*, tiene un valor máximo en el núcleo de helio, lo que concuerda de un modo satisfactorio con el hecho de que son precisamente núcleos de helio lo que expulsan los núcleos cuando quieren, de forma simultánea, reducir su carga y su masa. La especial estabilidad de la combinación de dos neutrones y dos protones se destaca aún más por el hecho de que algunos de los núcleos más estables, como el carbono-12 y el oxígeno-16, están formados por múltiplos del núcleo de helio.

VARIEDAD NUCLEAR II: NÚCLEOS SINTÉTICOS

Hasta hoy se han observado más de 1.500 núcleos atómicos distintos, de los cuales sólo unos 300 se encuentran en la naturaleza. El resto son radiactivos, y deben su existencia, normalmente muy breve, a los esfuerzos creativos del hombre.

Se ha destinado un esfuerzo tecnológico considerable a conseguir acelerar núcleos de helio y otras partículas para que se desplacen a muy altas velocidades, y choquen contra un blanco Este blanco está formado principalmente por nubes electrónicas y espacio vacío, por lo que la mayor parte de partículas disparadas pasan de largo del blanco. Sin embargo, unas pocas chocan con los núcleos del blanco y, cuando esto ocurre, se desencadenan distintos cambios. La partícula rebota en el núcleo, en cuyo caso ambas partículas sobreviven al proceso. Otras veces, el impacto ataca y descompone al núcleo. Los núcleos más pesados se escinden en dos trozos de tamaños aproximadamente iguales. Si la partícula atacante es velocísima, el núcleo se divide en varios fragmentos más pequeños. En cambio, en otros procesos, la partícula queda retenida por el núcleo. En todas las colisiones entre una partícula y su objetivo, exceptuando aquellas en las que se produce un rebote, se destruye uno de los núcleos iniciales, y se crea en su lugar, y como mínimo, otro núcleo.

Cuando un núcleo pesado se “desmenuza” durante un bombardeo, normalmente quedan libres unos cuantos neutrones, pero algunos bombardeos producen protones, e incluso núcleos de deuterio. Cualquiera de estas partículas puede, a su vez, acelerarse, empleándose entonces para bombardear otros objetivos, como núcleos de átomos más pesados, tales como los del nitrógeno. El producto de una reacción nuclear depende de la energía de las partículas aceleradas y de la naturaleza de éstas y del objetivo, por lo que no sorprende que se formen tantos tipos distintos de núcleos.

El uranio tiene la carga nuclear más alta (92) de los elementos que se encuentran en la naturaleza, si bien se han obtenido elementos cuyas cargas nucleares, mediante bombardeos de núcleos más ligeros, llegan hasta 105. Algunos elementos de peso medio que no se han encontrado en la Tierra, se han fabricado también de esta forma. No obstante, la mayor parte de los núcleos artificiales son isótopos menos estables de los elementos que ya se conocen. Por ejemplo, es impresionante la variedad de núcleos isotópicos del estaño, que contiene 50 protones y un número de neutrones que varía entre 58 y 82, ambos inclusive. Diez de estos isótopos (de los cuales 3 son radiactivos) se encuentran en la naturaleza. Seis de los 15 isótopos artificiales tienen estados excitados, de larga vida, que se descomponen emitiendo radiación, y hay 31 formas diferentes de núcleos cuya carga es 50.

A lo largo del ingente trabajo realizado sobre los núcleos artificiales, se ha logrado un viejo sueño de los alquimistas: el oro artificial. No sorprende que los efectos económicos de este éxito no fuesen los que los alquimistas habrían deseado. Dado que la reacción requiere el bombardeo de platino con neutrones, ni el material de partida ni el proceso son baratos. El núcleo de platino absorbe un neutrón, y el isótopo resultante se descompone emitiendo electrones. Lo que resulta de todo el proceso es oro. El rendimiento, claro está, es muy bajo, y, además, el oro es radiactivo. En sólo tres días, la mitad de este oro se convierte en mercurio, con lo que no se obtiene un buen beneficio, sobre todo si pensamos en la inversión inicial. Todos los nuevos núcleos artificiales son

radiactivos (si fuesen estables se encontrarían algunas cantidades de los mismos, aunque sólo fuese algunas huellas, en la Tierra). La mayor parte de tales núcleos se descomponen, dando núcleos de helio o electrones, tal como se ha descrito antes, pero algunos de los núcleos más pesados, como el uranio, se dividen en dos núcleos cuyo peso es aproximadamente igual, y se emiten neutrones. También se emiten partículas menos comunes. Algunos núcleos reducen su carga, pero no mediante la captura de un electrón, sino emitiendo una partícula denominada *positrón*, que tiene la misma masa del electrón, pero una carga positiva. Si un positrón choca con un electrón, lo que se produce en unas millonésimas de segundo, las dos partículas se aniquilan entre sí, las cargas opuestas se cancelan y la masa de ambas partículas se convierte en energía.

A medida que la energía de las partículas bombardeantes aumenta, aparecen alrededor del objeto otras partículas que nos son poco familiares: la mayor parte poseen masas que están entre las del electrón y el positrón, por un lado, y las del protón y el neutrón, por otro. Algunas de ellas están cargadas, pero no así otras. Se ha detectado hasta ahora del orden de un centenar de partículas, si bien algunas de ellas están formadas por dos, o incluso más, partículas unidas. Todas ellas son inestables, y se descomponen cuando permanecen libres. Se da aquí un problema de carácter especulativo: discernir si las partículas se expelen de un núcleo a causa del bombardeo con proyectiles de alta energía, o si se han creado en el momento del impacto. Como la masa y la energía son interconvertibles, cabe que la energía se transforme en masa, y viceversa. Se ha visto que, en verdad, la radiación de suficiente energía (una ingente energía) produce espontáneamente una pareja de partículas de cargas opuestas: un electrón y un positrón, lo que significa que realmente es posible crear materia a partir de la energía, y, además, en un instante, invertir el proceso. El concepto de masa, que antes era un atributo inmutable de la materia, aparece aquí muy lejos del concepto de kilogramo patrón, que sólo se modifica, muy lentamente, por evaporación. La masa de una partícula

atómica es, en cierto modo, análoga a la de la forma de un trozo de metal sólido. Cuando la partícula permanece inmóvil, su masa es constante. Lo mismo le ocurre a la forma de un trozo de metal si no ejercemos ninguna fuerza sobre él. En el momento en que les apliquemos energía, ambos se modifican. La masa puede transformarse totalmente en energía si las condiciones son las adecuadas, y, entonces, deja de tener sentido hablar de la forma del metal cuando éste se ha vaporizado por completo.

ISÓTOPOS QUE ACTÚAN COMO PISTAS

Los isótopos radiactivos se han utilizado mucho porque su presencia se detecta fácilmente. Las “radiaciones” provocan que los gases se ionicen, lo que se detecta con facilidad midiendo la conductividad eléctrica de un gas. En algunos sólidos y líquidos se dan cambios similares. Hemos visto que las radiaciones velan las emulsiones fotográficas. Asimismo excitan determinadas sustancias en las que cada impacto de una partícula cargada origina un pequeño destello. Es posible adaptar estos métodos de detección de forma que sea factible contar el número de partículas cargadas que llegan al detector. Detectaremos así qué isótopo produce las partículas, a partir de cómo se descompone, su vida media y su energía. La cantidad de isótopo de la muestra se calcula a partir del número de partículas que llegan al contador. Los isótopos no radiactivos se identifican de modo muy parecido, midiendo su masa y su carga, pero la técnica que se utiliza es, evidentemente, mucho menos fiable que la del “recuento” de una muestra radiactiva.

Sus aplicaciones son múltiples, y de suma diversidad. Una de tales aplicaciones estriba en la detección de cantidades extraordinariamente pequeñas de una sustancia. Se añade un isótopo radiactivo a un taladro para medir el grado de desgaste de la punta de la broca, o lo añadiremos a un residuo industrial líquido a fin de detectar las grietas de las juntas del tubo. Aplicaciones similares se dan en los laborato-

rios, en los que los isótopos se emplean para auxiliar en la respuesta al siguiente tipo de preguntas: ¿Con qué velocidad cambian de posición los iones en un metal sólido? (se ponen algunos iones en un lado del metal radiactivo y se ve rápidamente que se mueven a través del sólido); ¿con qué velocidad asimila un animal los iones calcio en sus huesos, y qué proporción de calcio se excreta? (se añade un poco de calcio radiactivo a la dieta del animal, y se controla su evolución fisiológica); sabemos que el agua disuelve muy poco cloruro de plata, pero ¿cuánto exactamente? (se pone un poco de isótopo detectable de plata o de cloro en el cloruro de plata, se agita el sólido "marcado" en agua hasta que no se produzcan cambios, y se mide la radiactividad de la disolución transparente); cuando las plantas efectúan el proceso de fotosíntesis, el oxígeno que desprenden, ¿procede del dióxido de carbono o del agua? (cuando se marca con oxígeno-18 el dióxido de carbono, pero no el agua, se observa que el oxígeno desprendido contiene también oxígeno-18. Dado que no se forma oxígeno marcado cuando la planta absorbe dióxido de carbono ordinario y agua marcada, el oxígeno que se desprende procede del dióxido de carbono).

Responderemos a un gran número de cuestiones si añadimos un marcador isotópico a una sustancia, si bien existen situaciones en las que cabe obtener algunos resultados sin añadir nada a las sustancias. Uno de estos casos es el del empleo de isótopos inestables para estimar fechas. La atmósfera de la Tierra se bombardea constantemente por corrientes de partículas de alta energía que proceden del espacio exterior. Estas corrientes o "rayos cósmicos" provocan la permanente creación de pequeñas cantidades de isótopos radiactivos. Por ejemplo, las plantas absorben minúsculas trazas de un isótopo pesado (de número másico 14) de carbono durante la fotosíntesis, y este isótopo se incorpora automáticamente a la madera viva. El carbono-14 se descompone tras una vida media del orden de los 5.500 años. Así, cuando un árbol se corta o se seca, ya no absorbe más carbono-14. Podemos, por lo tanto, calcular la edad de una madera arqueológica a partir de la proporción de carbono-14 que contiene. Asimismo

efectuaremos otros cálculos similares acerca del contenido de minerales radiactivos, lo que ha permitido a los geoquímicos especificar que algunas de las rocas de la corteza terrestre ya estaban formadas hace unos 2.000 millones de años.

Es posible utilizar a veces un isótopo radiactivo fabricado *in situ.* Se determinan minúsculas cantidades de arsénico de una muestra si ésta se bombardea con neutrones, ya que éstos convierten el arsénico normal en un isótopo radiactivo. Esta técnica es tan sensible que se emplea a fin de medir cantidades que estaban muy lejos de detectarse mediante métodos convencionales.[24] Este procedimiento se ha utilizado para identificar la obra de distintos pintores, mediante análisis de las proporciones exactas de minerales que los artistas empleaban al preparar los diversos pigmentos.

NÚCLEOS PESADOS COMO FUENTE DE ENERGÍA

Hemos visto que los núcleos cuya carga es superior a 82 son radiactivos. Se descomponen espontáneamente desprendiendo energía y emitiendo partículas a gran velocidad. Los elementos más pesados emiten comúnmente núcleos de helio, pero otros tipos de núcleo, como el uranio-235 y el plutonio-239, emiten neutrones. Cuando estos núcleos se descomponen, algunos de los neutrones emitidos chocan contra otros núcleos de la muestra. Si el impacto es lo suficientemente intenso, descomponen a este otro núcleo, dando otros más ligeros y simultáneamente desprendiendo más neutrones. Cada neutrón que se consume en el proceso produce muchos otros neutrones adicionales, los cuales atacan a más núcleos, y la reacción progresa. La energía que se desprende en esta rotura o "fisión" de los núcleos es muy considerable

[24] Mediante el procedimiento descrito se determinó la cantidad de arsénico que contenían los cabellos de Napoleón. El resultado, con un porcentaje de arsénico mayor de lo que se esperaba, dio pie a especulaciones sobre cuál fue la causa de su muerte. Sin embargo, en las regiones volcánicas, como la de Córcega, se encuentran minerales que contienen arsénico, por lo que Napoleón pudo haber absorbido el mineral gradualmente, sin ningún efecto pernicioso, durante su juventud.

si la comparamos con la obtenida de cantidades semejantes de combustibles convencionales. No olvidemos que, por otra parte, existen también muchos problemas tecnológicos involucrados en el proceso.

La energía nuclear se “empleó” por primera vez en las denominadas bombas “atómicas” que se lanzaron sobre los infortunados habitantes de Hiroshima y Nagasaki en agosto de 1945. Uno de los principales problemas que rodearon el diseño de las bombas fue la cantidad de material fisible que se debía emplear. En una muestra pequeña, el número de neutrones libres sería insuficiente como para mantener la reacción, pero la velocidad de la reacción en una muestra mayor se incrementaría tan rápidamente que la bomba de fisión estallaría en el preciso momento de fabricarse.

El problema se resolvió utilizando dos trozos separados de material fisible, cada uno de los cuales era de menor tamaño que el tamaño crítico preciso para mantener la reacción. Cuando se lanzó la bomba, los dos trozos contactaron entre sí, con lo que el tamaño total superó al tamaño crítico. La reacción de fisión llegó a automantenerse, se incrementó después y se convirtió en explosiva. El resultado inmediato fue el desprendimiento de una cantidad de energía equivalente a la explosión de 20.000 toneladas de T.N.T. La primera bomba que estalló, y que era una bomba de prueba, vaporizó la torre de metal en la que se sostenía y fundió la arena del desierto en un radio de unos 750 metros. La segunda bomba causó la muerte o heridas de consecuencias considerables a 135.000 habitantes de la ciudad japonesa de Hiroshima, y, asimismo, redujo a escombros las 2/3 partes de la ciudad. Además de estos efectos inmediatos, la explosión de una bomba atómica esparce por la atmósfera los productos de la fisión nuclear. Tales productos de fisión van a parar al mar o a la tierra con la lluvia, y los organismos vivos los absorben. Algunos residuos son tóxicos a causa del comportamiento de sus electrones. Así se envenenan los seres vivos con algunos isótopos de plomo o de mercurio. La mayor parte de los productos son radiactivos, de modo que cuando las plantas o los animales los absorben producen perniciosos efectos en las

células, debido a las partículas cargadas y a la radiación de alta energía que se emite durante su descomposición. Así, por ejemplo, la radiación provoca gravísimas mutaciones genéticas.

Un producto de fisión especialmente pernicioso es el estroncio-90. La estructura electrónica del estroncio es muy similar a la del calcio, y como los dos elementos tienen átomos de tamaño similar, tanto el estroncio como el calcio se concentran en la leche y constituyen los huesos de los mamíferos. Todo el estroncio-90 que se incorpore a los huesos emite, inexorablemente, dañinos electrones procedentes de su descomposición y al cabo de una treintena de años la mitad del estroncio está intacto todavía.

Las aplicaciones pacíficas de la energía de fisión nuclear plantean problemas tecnológicos distintos. La reacción debe conservarse de tal forma que se automantenga, pero sin alcanzar el estado de explosión. El material fisible o *combustible* nuclear se emplea en la forma de un conjunto de barras separadas, cada una de las cuales tiene un tamaño mucho menor que el tamaño crítico que provocaría la explosión. Estas barras se disponen según un sistema denominado *pila o reactor nuclear*. El número de neutrones que circula por dicho reactor se reduce mediante las barras de control, que son de un material, como el cadmio, que absorbe bien los neutrones. Estas barras de control se mueven automáticamente y se colocan en posiciones situadas entre las barras de combustible, según las mediciones, que se efectúan continuamente, del flujo de neutrones que circula por el reactor. Los neutrones que “sobreviven” se frenan hasta lograr una velocidad suficientemente lenta mediante sustancias que contienen núcleos que absorben una cierta fracción de los neutrones. Normalmente se utilizan como moderadores el agua, el “agua pesada” y el grafito. Los moderadores líquidos también se emplean como refrigerantes que transportan el calor del reactor nuclear al exterior, a fin de convertirlo en energía eléctrica, o en cualquier otra forma de energía.

Además de ser una fuente de energía, los reactores nucleares se utilizan mucho como fuente de neutrones. En un

reactor se irradian isótopos estables para que uno de los tipos de núcleos absorba neutrones y se transforme en un isótopo radiactivo que será después empleado en la investigación, la industria o la medicina. El modo con que un sólido dispersa un flujo de neutrones proporciona mucha información acerca de la estructura de dicho sólido. Este método se parece al examen de los sólidos por rayos X, pero mientras los rayos X se ven muy afectados por las nubes electrónicas densas que rodean a los núcleos pesados, los neutrones interaccionan sólo con los núcleos. Son especialmente útiles para estudiar los sólidos que contienen núcleos ligeros y, por ejemplo, se han empleado para trazar un mapa de las posiciones de los núcleos de hidrógeno en el hielo.

NÚCLEOS LIGEROS COMO FUENTE DE ENERGÍA

Dado que los núcleos de peso medio son más estables que los más ligeros o más pesados, cuando se forman se desprende simultáneamente energía, tanto si su formación procede de la combinación de dos núcleos más pequeños, como de la destrucción de uno mayor. De hecho, la fusión de núcleos ligeros lleva consigo la liberación de cantidades de energía mucho mayores que las involucradas en las fisiones de núcleos pesados.

Debemos nuestra existencia a la fusión continua de pequeños núcleos, porque éste es el proceso que provoca la energía que emiten las estrellas, incluyendo a nuestro Sol. La reacción básica de fusión consiste en la conversión de 4 protones en un núcleo de helio y 2 positrones. La ingente cantidad de energía liberada en la fusión refleja claramente la anormalmente alta estabilidad del núcleo de helio. Es muy poco probable que cuatro protones coincidan simultáneamente, ya que se repelen entre sí por tener la misma carga. La formación de un núcleo de helio implica un proceso que se desarrolla en el transcurso de un conjunto de etapas, la primera de las cuales consiste en la fusión de un único protón con un núcleo de carbono. El producto de dicha reacción es

radiactivo, y se descompone formando un núcleo que se une con un segundo protón, y así sucesivamente. Al final de la cadena de reacciones, el núcleo de carbono original se regenera. Su papel es similar al de un catalizador de una reacción más convencional.

Las reacciones de fusión nuclear se han empleado únicamente, hasta ahora, para bombas, si bien, afortunadamente, se han limitado a experimentación. La bomba de "hidrógeno", que, como en las estrellas, produce núcleos de helio a partir de otros de hidrógeno, es unas 200 veces más potente que una bomba atómica. De ahí que lo más sensato sea no llegar a su ensayo real.

El hidrógeno es mucho más estable cuando se transforma en helio, por lo que podemos pensar cómo es que el hidrógeno no pasa a helio de forma espontánea. La causa de que exista hidrógeno es la misma por la que un papel no se descompone en el aire. En ambos casos, la reacción para pasar a un estado más estable requiere que el proceso se inicie mediante la adición de energía exterior. Debemos conseguir que arda el papel antes de que pase a dióxido de carbono y agua. Una reacción de fusión nuclear requiere un gran suministro de energía, lo que solamente se da a temperaturas extraordinariamente altas. Si se consigue, se mantienen dichas temperaturas con la energía desprendida en la reacción. Las temperaturas altísimas que se precisan para que una bomba de hidrógeno (o "termonuclear") estalle se logran combinando una bomba atómica con otra de hidrógeno. La energía que se genera en la fisión nuclear es suficiente como para iniciar la reacción de fusión, que se efectúa a unas temperaturas de unos 400 millones de grados.

La tecnología asociada a las aplicaciones pacíficas de la fusión nuclear presenta, por el momento, dificultades insuperables. La fusión puede iniciarse mediante un potente voltaje eléctrico, en vez de hacer que estalle una bomba atómica, pero todos los recipientes que podrían utilizarse para retener al hidrógeno se volatilizarían a tan elevadas temperaturas. Pero las especies reaccionantes no deben escapar de sistema. A estas temperaturas, los átomos se romperían, dando elec-

trones libres y núcleos desnudos. Estos tipos de partículas tienen cargas opuestas, por lo que fluyen en direcciones contrarias hacia las placas a cuyo través se descarga el voltaje. Las dos corrientes de núcleos y electrones actúan como imanes y se atraen entre sí, por lo que las partículas se quedan en una estrecha porción del espacio. Hoy se investiga intensamente acerca de estos temas, de modo que parece cercano el día en que será factible obtener energía útil procedente de la fusión de núcleos de hidrógeno, que estarán contenidos en un "recipiente'' invisible e insustancial, a unas temperaturas varias veces superior a la de la superficie del Sol. «Cuerpos sensibles, contenidos en recipientes..., y que reaccionan, por medio de ciertos instrumentos, y especialmente del fuego, de tal forma que descubren sus potencias y virtudes, con el objeto de...»

Esperemos que los objetivos de la ciencia y la tecnología no hayan caído demasiado bajos, comparados con la "filosofía y medicina" que eran las aspiraciones de la época del doctor Johnson.



¿Por qué el aire puede ser conductor del calor? ¿Por qué al ser planchadas algunas prendas cambian de color? De las respuestas a estas preguntas tan básicas se pueden extraer las conclusiones necesarias para comprender las generalidades de la química.
El libro explica con claridad las distintas propiedades de los líquidos y los gases, a partir de los cuales se llega a formar una partícula "modelo", el átomo. En *Introducción a la química,* la autora desarrolla y nos enseña los conceptos básicos de la dinámica química sin que tengamos que recurrir al penoso aprendizaje de memoria.

Hazel Rossotti nació en 1930 en Inglaterra y es licenciada por la Universidad de Oxford. Entre 1954 y 1961 trabajó junto a su marido, miembro del mismo grupo de investigación de Oxford, en el Instituto Real de Tecnología de Estocolmo y en la Universidad de Edimburgo. Es autora de una importante monografía sobre los equilibrios químicos, y ha publicado un manual de electroquímica.